

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

(VOLUMEN 1: CUESTIONES DE ESTEQUIOMETRÍA)

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE

NOVIEMBRE 2011

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2° de bachillerato que eligen las opciones de "Ciencias", "Ciencias de la Salud" e "Ingeniería y Arquitectura". Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2011) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

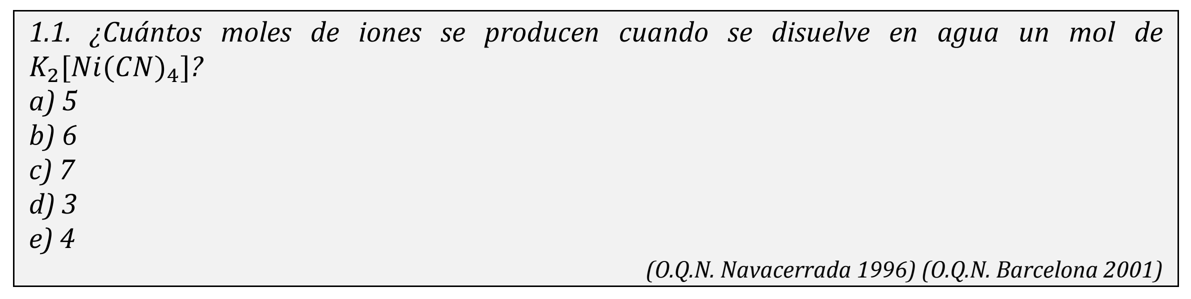
Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:
Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel (Castilla y León), Ana Tejero (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández (Baleares), Fernando Nogales (Málaga).

Finalmente, los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Los autores

1. CONCEPTO DE MOL Y LEYES PONDERALES


1.1. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disuelve en agua un mol de $K_2[Ni(CN)_4]$?
a) 5
b) 6
c) 7
d) 3
e) 4

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Barcelona 2001)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del $K_2[Ni(CN)_4]$, es:

$$K_2[Ni(CN)_4]\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + [Ni(CN)_4]^{2-}\ (aq)$$

Se producen 3 moles de iones.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Barcelona 2001 la sustancia es hexacianoferrato (III) de sodio).

1.2. El carbono natural contiene 1,11% de ^{13}C. Calcule los gramos de ^{13}C que contienen 100,0 kg de metano, CH_4.
a) $8{,}31\cdot10^2$
b) $7{,}48\cdot10^4$
c) 69,2
d) $1{,}11\cdot10^3$
e) 0,831
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La masa de ^{13}C contenida en 100 kg de CH_4 es:

$$100\ \text{kg CH}_4\ \frac{10^3\ \text{g CH}_4}{1\ \text{kg CH}_4}\ \frac{1\ \text{mol CH}_4}{16\ \text{g CH}_4}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CH}_4}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\ \frac{1{,}11\ \text{g}\ ^{13}\text{C}}{100\ \text{g C}} = \mathbf{832{,}5\ g\ ^{13}C}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.3. El litio natural contiene dos isótopos, ^6Li y ^7Li, con masas atómicas 6,0151 y 7,0160 y los porcentajes de abundancia son 7,42 y 92,58; respectivamente. La masa atómica media para el litio es:
a) 6,089
b) 7,0160
c) 6,01510
d) 6,941
e) 6,5156

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La masa atómica media del litio es:

$$\frac{7{,}42\ \text{átomos}\ ^6\text{Li}\ \dfrac{6{,}0151\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^6\text{Li}} + 92{,}58\ \text{átomos}\ ^7\text{Li}\ \dfrac{7{,}0160\ \text{u}}{\text{átomo}\ ^7\text{Li}}}{100\ \text{átomos Li}} = \mathbf{6{,}942\ \frac{u}{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.4. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?
a) 5,0 g de CO
b) 5,0 g de CO_2
c) 5,0 g de H_2O
d) 5,0 g de O_3
e) 5,0 g de Cl_2

(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

sustancia	M / g·mol^{-1}
CO	28
CO_2	44
H_2O	**18**
O_3	48
Cl_2	71

La respuesta correcta es la **c**.

1.5. Un compuesto de fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56,29% de P y 43,71% de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:
a) 188,1
b) 220,1
c) 93,94
d) 251,0
e) 158,1

(Masas atómicas: P = 30,97; S = 32,04)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

Para conocer la masa molar del compuesto hay que calcular antes la fórmula empírica. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X:

$$56{,}29\text{ g P}\,\frac{1\text{ mol P}}{30{,}97\text{ g P}} = 1{,}818\text{ mol P} \qquad 43{,}71\text{ g S}\,\frac{1\text{ mol S}}{32{,}04\text{ g S}} = 1{,}364\text{ mol S}$$

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{1{,}818\text{ mol P}}{1{,}364\text{ mol S}} = \frac{4\text{ mol P}}{3\text{ mol S}}$$

La fórmula empírica es P_4S_3 y su masa molar es **220,0 g·mol^{-1}**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.6. Entre las unidades utilizadas en Química, son muy conocidas:
a) El mol-gramo, que es un gramo de moléculas.
b) El peso atómico, que es la fuerza con que la gravedad terrestre atrae a los átomos.
c) La unidad de masa atómica (u), que es la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono.
d) El número de Avogadro, que es la base de los logaritmos que se utilizan en los cálculos estequiométricos.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a) Falso. El mol-gramo es la cantidad de sustancia que contiene un número de *Avogadro* de moléculas.

b) Falso. El peso atómico es el peso de un átomo.

c) **Verdadero**. La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del isótopo ^{12}C.

d) Falso. El número de *Avogadro* es el número de partículas que constituyen un mol de cualquier sustancia.

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de éste es:
a) C_5H_8
b) C_5H_{10}
c) C_6H_{10}
d) C_6H_{14}
(Masas atómicas: H = 1; C = 12)

(O.Q.L. Murcia 1996)

El número de moles de átomos de cada elemento es:

$$60\text{ g C}\frac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}} = 5{,}0\text{ mol C} \qquad 10\text{ g H}\frac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}} = 10{,}0\text{ mol H}$$

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{10{,}0\text{ mol H}}{5{,}0\text{ mol C}} = 2\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}$$

La fórmula empírica es CH_2 y de las fórmulas moleculares propuestas la única que tiene una relación molar 2/1 es $\mathbf{C_5H_{10}}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.8. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:
a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a) Falso. El volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

b) Falso. Esta propuesta es absurda, ya que el precio de una sustancia no tiene nada que ver con sus propiedades físicas y químicas.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de *Avogadro*:

$V = k \cdot n$ siendo k el volumen molar

Sin embargo, los volúmenes molares no tienen nada que ver con los volúmenes moleculares.

d) Falso. Esta propuesta también carece de sentido.

La respuesta correcta es la **c**.

1.9. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0°C y 1 atm, hay L (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura).
d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma presión y temperatura).
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2011)

a) Falso. Un volumen de 22,4 L, a 0° C y 1 atm, constituyen 1 mol de sustancia y de acuerdo con la ley de *Avogadro* está integrado por L moléculas.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

c-d) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, el número de moles de las especies iniciales no tiene porqué ser el mismo que el número de moles de las especies finales. Además, De acuerdo con la ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

e) Falso. Suponiendo que en ciertas condiciones de de p y T el volumen molar es V L:

$$16\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} \frac{V\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 0{,}5V\ \text{L}\ O_2$$

$$16\ \text{g}\ H_2 \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{g}\ H_2} \frac{V\ \text{L}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 8V\ \text{L}\ H_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.10. Si $2{,}07\cdot10^{22}$ átomos de un determinado elemento pesan 2,48 g; su masa molecular en $g\cdot mol^{-1}$ es:
a) 5,13
b) 36,0
c) 72,1
d) 22,4
e) 144
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 2008)

La masa molar del elemento X es:

$$\frac{2{,}48\ \text{g X}}{2{,}07\cdot10^{22}\ \text{átomos X}} \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos X}}{1\ \text{mol X}} = \mathbf{72{,}1\ g\cdot mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.11. Si se tienen 56 g de nitrógeno, de masa atómica relativa 14, se dispone de un total de:
a) 4 átomos de nitrógeno.
b) $1{,}2·10^{23}$ átomos de nitrógeno.
c) $2{,}4·10^{24}$ átomos de nitrógeno.
d) $2{,}303·10^{28}$ átomos de nitrógeno.
(Dato. L = $6{,}022·10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 1997)

El número de átomos de N que integran una muestra de 56 g de N_2 es:

$$56\ \text{g}\ N_2 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2} \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2} \frac{6{,}022·10^{23}\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = \mathbf{2{,}4·10^{24}\ átomos\ N}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.12. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la correcta relación entre las masas de ambos elementos para dicha reacción?
a) 1/3
b) 1/7
c) 3/1
d) 14/3
(Masas atómicas: H = 1; N = 14)

(O.Q.L. Murcia 1997)

A partir de la fórmula del amoníaco NH_3, se conoce la relación molar entre los elementos N y H y de la misma se obtiene la relación másica:

$$\frac{1\ \text{mol N}}{3\ \text{mol H}} \frac{14\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}} \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} = \frac{\mathbf{14\ g\ N}}{\mathbf{3\ g\ H}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.13. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?
a) 2,5 moles.
b) 78,4 L en condiciones normales.
c) 96 g.
d) $1{,}0·10^{24}$ moléculas.
e) 10 L medidos a 2 atm de presión y 100°C de temperatura.
(Datos. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; L = $6{,}022·10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Madrid 2010)

▪ El número de moles correspondiente a la muestra b es:

$$n = \frac{1\ \text{atm}·78{,}4\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ 273\ \text{K}} = \mathbf{3{,}5\ mol\ O_2}$$

▪ El número de moles correspondiente a la muestra c es:

$$96\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} = 3{,}0\ \text{mol}\ O_2$$

▪ El número de moles correspondiente a la muestra d es:

$$1{,}0·10^{24}\ \text{moléculas}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{6{,}022·10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2} = 1{,}7\ \text{mol}\ O_2$$

▪ El número de moles correspondiente a la muestra e es:

$$n = \frac{2\ \text{atm}\cdot 10\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (100+273)\ \text{K}} = 0{,}7\ \text{mol}\ O_2$$

La muestra que contiene más moles es la de 78,4 L en condiciones normales.

La respuesta correcta es la **b**.

1.14. Se pesa un recipiente cerrado que contiene CCl_4 en estado gaseoso, a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena después con O_2 (g) a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:
a) El peso del vapor de CCl_4 es igual al peso de O_2.
b) El número de moléculas de CCl_4 es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es igual al número total de átomos cuando contiene O_2.
d) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es 2,5 veces mayor que cuando contiene O_2.
e) El número de moléculas de CCl_4 y de O_2 es diferente.
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

a) Falso. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, se trata de volúmenes iguales de gases en idénticas presiones de presión y temperatura, es decir, igual número de moles de cada sustancia, n. Como ambas sustancias tienen diferente masa molar las masas de gas también son diferentes.

b-e) Falso. Si el número de moles de cada es gas es el mismo es número de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de cada es gas es el mismo es número de moléculas también lo es, pero la molécula de CCl_4 está integrada por 5 átomos mientras que la de O_2 está formada por 2 átomos.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de cada es gas es el mismo es número de moléculas también lo es, y como la molécula de CCl_4 está integrada por 5 átomos mientras que la de O_2 está formada por 2 átomos la relación atómica entre ambas muestras es 5/2 = 2,5.

La respuesta correcta es la **d**.

1.15. En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:
a) 0,75 moles de helio
b) 32 g de azufre
c) 1,5 moles de dióxido de carbono
d) 0,5 moles de dióxido de carbono
e) 55 g de sodio
(Masas atómicas: Ca = 40; He = 4; S = 32; C =12; O = 16; Na = 23)
(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Madrid 2011)

La muestra que contiene más átomos es aquella que está integrada por un mayor número de moles de átomos.

El número de moles de átomos que integran una muestra de 60 g de Ca es:

$$60\ \text{g Ca}\,\frac{1\ \text{mol Ca}}{40\ \text{g Ca}} = 1{,}5\ \text{mol Ca}$$

a) Falso. El número de moles He es diferente que el de Ca ya que el He no forma moléculas.

b) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 32 g de S es:

$$32\text{ g S}\frac{1\text{ mol S}}{32\text{ g S}} = 1{,}0\text{ mol S}$$

c) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 1,5 moles de CO_2 es:

$$1{,}5\text{ moles de }CO_2\frac{3\text{ mol (C y O)}}{1\text{ moles de }CO_2} = 4{,}5\text{ mol (C y O)}$$

d) **Verdadero**. De la misma forma que antes, una muestra de 0,5 moles de CO_2 está formada por 1,5 moles de átomos.

e) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 55 g de Na es:

$$55\text{ g Na}\frac{1\text{ mol Na}}{23\text{ g Na}} = 2{,}4\text{ mol Na}$$

La muestra que contiene los mismos átomos que 60 g de Ca es 0,5 moles de CO_2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.16. ¿Qué masa, en gramos, debe corresponderle a un mol de albaricoques si una docena de ellos tienen una masa de 240 g?
a) $1{,}2\cdot10^{25}$
b) $6{,}02\cdot10^{23}$
c) Tan poco que no podría pesarse.
d) $6{,}02\cdot10^{-23}$
($L = 6{,}022\cdot10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 1998)

El concepto de mol sólo es aplicable al mundo atómico, para el mundo macroscópico se obtiene un valor muy elevado tal como se demuestra:

$$\frac{240\text{ g}}{12\text{ partículas}}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ partículas}}{1\text{ mol}} = \mathbf{1{,}25\cdot10^{25}\ g}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. Dos recipientes idénticos contienen, en condiciones normales, 4 g de helio y 4 g de hidrógeno, respectivamente. ¿Cuál es la relación entre el número de partículas de helio y el número de partículas de hidrógeno existentes en cada recipiente?
a) 1:1
b) 1:2
c) 1:4
d) 2:1
(Datos. Masas atómicas: H = 1; He = 4; $L = 6{,}022\cdot10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 1998)

▪ El número de átomos de He que integran una muestra de 4 g de He es:

$$4\text{ g He}\frac{1\text{ mol He}}{4\text{ g He}}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos He}}{1\text{ mol He}} = 6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos He}$$

▪ El número de moléculas de H_2 que integran una muestra de 4 g es:

$$4\ \text{g H}_2\ \frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{g H}_2}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 1{,}20\cdot10^{24}\ \text{moléculas H}_2$$

La relación entre átomos de He y moléculas de H_2 es:

$$\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos He}}{1{,}20\cdot10^{24}\ \text{moléculas H}_2} = \mathbf{\frac{1\ \text{átomo He}}{2\ \text{moléculas H}_2}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. La cafeína, uno de los componentes del té y del café, tiene una masa molecular relativa de 194. El análisis cuantitativo indica que la cafeína contiene un 28,9% de nitrógeno; por ello, el número de átomos de nitrógeno en una molécula de cafeína ha de ser:
a) 1
b) 2
c) 4
d) 7
(Masa atómica: N = 14)
(O.Q.L. Murcia 1998)

Tomando como base de cálculo 100 g de cafeína:

$$\frac{28{,}9\ \text{g N}}{100\ \text{g cafeína}}\ \frac{1\ \text{mol N}}{14\ \text{g N}}\ \frac{194\ \text{g cafeína}}{1\ \text{mol cafeína}} = \mathbf{4\ \frac{mol\ N}{mol\ cafeína}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.19. Por reacción entre 0,25 moles de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0,1 moles del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:
a) MCl_3
b) M_2Cl_5
c) MCl_5
d) M_5Cl_2
(O.Q.L. Murcia 1998)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de moles de M en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1:

$$0{,}1\ \text{mol MCl}_x\ \frac{x\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol MCl}_x}\ \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{2\ \text{mol Cl}} = 0{,}25\ \text{mol Cl}_2 \quad \longrightarrow \quad x = 5$$

La fórmula del cloruro metálico es $\mathbf{MCl_5}$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.20. El espectro de masas del bromo, de número atómico 35, revela que en la naturaleza se encuentran dos isótopos de bromo, los de número másico 79 y 81, que se encuentran en la proporción respectiva 50,5 y 49,5 %. Por tanto, la masa atómica relativa promedio del bromo es:
a) 35,79
b) 79,81
c) 79,99
d) 81,35
(O.Q.L. Murcia 1999)

Haciendo la aproximación de que los números másicos son las masas isotópicas, la masa atómica media del bromo es:

$$\frac{50{,}5 \text{ átomos } ^{79}\text{Br} \frac{79 \text{ u}}{\text{átomo } ^{79}\text{Br}} + 49{,}5 \text{ átomos } ^{81}\text{Br} \frac{81 \text{ u}}{\text{átomo } ^{81}\text{Br}}}{100 \text{ átomos Br}} = \mathbf{79{,}99} \frac{\mathbf{u}}{\mathbf{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.21. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 0,001 g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal. ¿Cuántas moléculas de KCN están contenidas en dicha cantidad?
a) $9{,}26\cdot10^{18}$
b) $6{,}02\cdot10^{23}$
c) $1{,}54\cdot10^{-5}$
d) $1{,}54\cdot10^{5}$
(Datos. C = 12; N = 14; K = 39,1; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 1999)

El número de moléculas que integran una muestra de 0,001 g de KCN es:

$$0{,}001 \text{ g KCN} \frac{1 \text{ mol KCN}}{65{,}1 \text{ g KCN}} \frac{6{,}022\cdot10^{23} \text{ moléculas KCN}}{1 \text{ mol KCN}} = \mathbf{9{,}25\cdot10^{18} \text{ moléculas KCN}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.22. ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?
a) 20 L de nitrógeno a 1 atm y 600 K.
b) 10 L de dióxido de carbono (CO_2) a 2 atm y 300 K.
c) 10 L de hidrógeno, a 2 atm y 27°C.
d) 5 L de metano (CH_4) a 4 atm y 0°C.
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Baleares 2007)

De acuerdo con el concepto de mol, la muestra que tenga el menor número de moles es la que está integrada por un menor número de moléculas.

a) El número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{1 \text{ atm}\cdot20 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ 600 \text{ K}} = \mathbf{0{,}407 \text{ mol } N_2}$$

b) El número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{2 \text{ atm}\cdot10 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ 300 \text{ K}} = 0{,}813 \text{ mol } O_2$$

c) El número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{2 \text{ atm}\cdot10 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (27+273) \text{ K}} = 0{,}813 \text{ mol } H_2$$

d) El número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{4 \text{ atm}\cdot5 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ 273 \text{ K}} = 0{,}893 \text{ mol } CH_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.23. ¿Cuál es el estado de oxidación del fósforo en el compuesto que se forma cuando 3,1 g de fósforo reaccionan completamente con 5,6 litros de cloro gas (Cl_2) en condiciones normales?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
(Masa atómica: P = 31)

(O.Q.L. Murcia 1999)

Si se trata de un cloruro de fósforo, el número de moles de éste en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1, por tanto, a partir de la relación molar se obtiene el número de oxidación del fósforo:

$$\frac{5,6\ \text{L Cl}_2}{3,1\ \text{g P}}\ \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{22,4\ \text{L Cl}_2}\ \frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol Cl}_2}\ \frac{31\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} = \mathbf{5}\,\frac{\textbf{mol Cl}}{\textbf{mol P}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.24. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a combatir el resfriado común. Se compone de 40,92% de carbono; 4,58% de hidrógeno y el resto oxígeno. Su fórmula empírica será:
a) $C_3H_5O_3$
b) $C_9H_{16}O_{13}$
c) $C_4H_6O_4$
d) $C_3H_4O_3$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 1999)

Tomando una base de cálculo de 100 g de vitamina C, la cantidad de oxígeno que contiene es:

100 g vitamina – (40,92 g C + 4,58 g H) = 54,50 g O

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 40,92\ \text{g C}\,\dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} = 3,41\ \text{mol C} \\[2ex] 4,58\ \text{g H}\,\dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} = 4,58\ \text{mol H} \\[2ex] 54,5\ \text{g O}\,\dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 3,41\ \text{mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{3,41\ \text{mol C}}{3,41\ \text{mol O}} = \dfrac{3\ \text{mol C}}{3\ \text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{4,58\ \text{mol H}}{3,41\ \text{mol O}} = \dfrac{4\ \text{mol H}}{3\ \text{mol O}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{C_3H_4O_3}$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. El análisis químico elemental de la nicotina da la siguiente composición: 74,04% C; 8,70% H y 17,24% N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:
a) CH_2N
b) $C_{20}H_{28}N_4$
c) C_2H_5N
d) C_5H_7N
e) $C_{10}H_{14}N_2$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14)
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina:

$$\frac{74{,}04\ \text{g C}}{100\ \text{g nicotina}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}}\ \frac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 10\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\frac{8{,}70\ \text{g H}}{100\ \text{g nicotina}}\ \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}}\ \frac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 14\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}}$$

$$\frac{17{,}24\ \text{g N}}{100\ \text{g nicotina}}\ \frac{1\ \text{mol N}}{14\ \text{g N}}\ \frac{162{,}2\ \text{g nicotina}}{1\ \text{mol nicotina}} = 2\,\frac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}}$$

La fórmula molecular de la nicotina es $\mathbf{C_{10}H_{14}N_2}$.

La respuesta correcta es la **e**.

(En Asturias 2006 y La Rioja 2011 se pide calcular la fórmula más simple).

1.26. El hecho de que la masa atómica relativa promedio de los elementos nunca es un número entero es debido a:
a) Una mera casualidad.
b) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de protones.
c) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de neutrones.
d) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de electrones.
e) Que cualquier elemento contiene siempre impurezas de otros elementos.
(O.Q.N. Murcia 2000)

Se debe a la existencia de isótopos, átomos de un mismo elemento que tienen distinto número de neutrones, es decir, átomos de un mismo elemento pero con diferente masa atómica.

La respuesta correcta es la **c**.

1.27. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos es un buen ejemplo de la ley de las proporciones múltiples de Dalton?
a) H_2O *y* D_2O
b) H_2O *y* H_2S
c) SO_2 *y* SeO_2
d) $CuCl$ *y* $CuCl_2$
e) $NaCl$ *y* $NaBr$
(Nota: D representa al deuterio)
(O.Q.N. Murcia 2000)

La ley de las proporciones múltiples de *Dalton* dice que:

> *"las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos".*

a) Falso. H_2O y D_2O no pueden cumplir la ley ya que se trata de compuestos formados con un isótopo diferente.

b-c-e) Falso. H_2O y H_2S, SO_2 y SeO_2 y NaCl y NaBr no pueden cumplir la ley ya que los dos elementos no están presentes en los dos compuestos de cada pareja.

d) **Verdadero**. CuCl y $CuCl_2$ cumplen la ley ya que se según se ve en la fórmula, con una misma cantidad de cobre (1 mol) se combinan cantidades de cloro en una relación 1/2.

La respuesta correcta es la **d**.

1.28. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25% de carbono y 7,75% de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones indique cuáles son correctas:

1) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
2) Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.
3) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es C_6H_6.
4) La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.

a) 1
b) 2
c) 3 y 4
d) 1 y 3

(Masas: C = 12,011; H =1,008)

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen la misma composición centesimal y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26{,}038 \text{ g } C_2H_2} 100 = 92{,}25\% \text{ C}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26{,}038 \text{ g } C_2H_2} 100 = 7{,}75\% \text{ H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78{,}114 \text{ g } C_6H_6} 100 = 92{,}25\% \text{ C}$$

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78{,}114 \text{ g } C_6H_6} 100 = 7{,}75\% \text{ H}$$

2) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$, se diferencian en el valor de n, 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

3) **Verdadero**. La masa molecular del C_6H_6 es 78,114 u.

4) Falso. La masa molar de ambos se obtiene multiplicando por n el valor de la masa molecular de la fórmula empírica.

La respuesta correcta es la **d**.

1.29. Si a partir de 1,3 g de cromo se han obtenido 1,9 g de óxido de cromo (III), ¿cuál será la masa atómica del cromo?
a) 40
b) 52
c) 104
d) 63,54
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2000)

A partir de la fórmula del óxido de cromo (III), Cr_2O_3, se conoce la relación molar Cr/O y partir de la misma la masa molar del Cr:

$$\frac{(1{,}9-1{,}3)\text{ g O}}{1{,}3\text{ g Cr}}\,\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}\,\frac{\text{M g Cr}}{1\text{ mol Cr}}=\frac{3\text{ mol O}}{2\text{ mol Cr}}\qquad\longrightarrow\qquad \text{M}=\mathbf{52\ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.30. Una muestra de 0,01 moles del cloruro de un elemento X reaccionan completamente con 200 cm^3 de una disolución 0,1 M de nitrato de plata. ¿Cuál es la identidad de dicho elemento?
a) K
b) Ca
c) Al
d) Si

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de moles de X en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1 por lo que la fórmula de dicho cloruro es XCl_x, siendo x el número de oxidación del elemento desconocido X.

Como la reacción entre $AgNO_3$ y XCl_x es completa, quiere decir x mmoles de $AgNO_3$ reaccionan con 1 mmol de XCl_x, por tanto:

$$0{,}01\text{ mmol }XCl_x\,\frac{x\text{ mmol }AgNO_3}{1\text{ mmol }XCl_x}=200\text{ mL }AgNO_3\ 0{,}1\text{ M}\,\frac{0{,}1\text{ mmol }AgNO_3}{1\text{ mL }AgNO_3\ 0{,}1\text{ M}}$$

Se obtiene, x = 2. El único de los elementos propuestos que tiene número de oxidación 2 es el **Ca**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.31. Señale la proposición correcta:
a) En 2,01594 g de hidrógeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono.
b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
c) El volumen que ocupa un mol de un líquido (en cm^3) es igual a la masa de un mol de (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia (en g/cm^3).
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.
e) 2 moles de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 8 g de hidrógeno a 1 atm y 0°C.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Asturias 2007)

a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol que dice que:

> *"mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (un número de Avogadro, L) como átomos hay en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono".*

$$2{,}0194\text{ g H}_2\,\frac{1\text{ mol H}_2}{2{,}0194\text{ g H}_2}\,\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2}\,\frac{\text{L átomos H}}{1\text{ mol H}} = 2\text{L átomos H}$$

2,01594 contienen doble número de átomos que 12,0000 g de ^{12}C.

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0°C.

c) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de densidad:

$$V = \frac{M\ (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})}{\rho\ (\text{g}\cdot\text{cm}^{-3})}$$

e) Falso.

$$8\text{ g H}_2\,\frac{1\text{ mol H}_2}{2\text{ g H}_2}\,\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2}\,\frac{\text{L átomos H}}{1\text{ mol H}} = 8\text{L átomos H}$$

$$2\text{ mol H}_2\,\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_2}\,\frac{\text{L átomos H}}{1\text{ mol H}} = 4\text{L átomos H}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En el apartado a de la cuestión propuesta en las olimpiadas de Madrid se cambia 2,01594 g de hidrógeno por 31,9988 g de oxígeno).

1.32. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene de fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$. La cantidad de feromona normalmente secretada por una hembra es de $1{,}0\cdot10^{-12}$ g, aproximadamente. ¿Cuántas moléculas de feromona hay en esa cantidad?
a) $1{,}66\cdot10^{-36}$
b) $3{,}54\cdot10^{-15}$
c) $2{,}14\cdot10^{9}$
d) $6{,}02\cdot10^{11}$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Baleares 2008) (O.Q.L. Madrid 2009)

Las respuestas a y b son absurdas por tratarse de números menores que la unidad.

El número de moléculas que integran una muestra de $1{,}0\cdot10^{-12}$ g de $C_{19}H_{38}O$ es:

$$1{,}0\cdot10^{-12}\text{ g C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}\,\frac{1\text{ mol C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}}{282\text{ g C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}}\,\frac{\text{L moléculas C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}}{1\text{ mol C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}} = \mathbf{2{,}1\cdot10^{9}\ \text{moléculas}\ C_{19}H_{38}O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.33. Uno de los silicatos utilizados para la fabricación del cemento Portland contiene el 52,7% de calcio; 12,3% de silicio y 35,0% de oxígeno. Su fórmula molecular debe ser:
a) Ca_3SiO_5
b) $CaSiO_3$
c) Ca_2SiO_4
d) Ca_2SiO_7
(Masas atómicas: Ca = 40; Si = 28; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de cemento y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r} 52{,}7\ \text{g Ca}\dfrac{1\ \text{mol Ca}}{40\ \text{g Ca}} = 1{,}3175\ \text{mol Ca} \\[2ex] 12{,}3\ \text{g Si}\dfrac{1\ \text{mol Si}}{28\ \text{g Si}} = 0{,}4393\ \text{mol Si} \\[2ex] 35{,}0\ \text{g O}\dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 2{,}1875\ \text{mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{1{,}3175\ \text{mol Ca}}{0{,}4393\ \text{mol Si}} = 3\dfrac{\text{mol Ca}}{\text{mol Si}} \\[2ex] \dfrac{2{,}1875\ \text{mol O}}{0{,}4393\ \text{mol Si}} = 5\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol Si}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{Ca_3SiO_5}$. Como no se puede simplificar se puede suponer que esa también es la fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

1.34. Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:
a) 4,98
b) 35,0
c) 31,0
d) 18,5
(Masa atómica: O = 16)
(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

A partir de la estequiometría del X_2O_5 se puede obtener la masa atómica del elemento X:

$$60\ \text{mg}\ X_2O_5\ \frac{1\ \text{mmol}\ X_2O_5}{(2x+80)\ \text{mg}\ X_2O_5}\ \frac{5\ \text{mmol O}}{1\ \text{mmol}\ X_2O_5}\ \frac{16\ \text{mg O}}{1\ \text{mmol O}} = 33{,}8\ \text{mg O}$$

Se obtiene, x = $\mathbf{31{,}0\ g{\cdot}mol^{-1}}$.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la pregunta propuesta en 2008 las cantidades son diferentes).

1.35. Dadas las siguientes fórmulas:
C_2H_2, $Hg_2(NO_3)_2$, C_6H_6, C_2H_6O, Na_2O_2
a) Todas son fórmulas empíricas.
b) La única fórmula empírica es C_2H_6O.
c) C_2H_2 y C_6H_6 son fórmulas empíricas.
d) Solo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Falso. Las fórmulas C_2H_2 y C_6H_6 corresponden, respectivamente, a las fórmulas moleculares del acetileno y benceno.

Las fórmulas $Hg_2(NO_3)_2$ y Na_2O_2 corresponden a compuestos inorgánicos para los que no existe la fórmula molecular.

b) **Verdadero**. La fórmula C_2H_6O es la única que no se puede simplificar por lo que se trata de una fórmula empírica o sencilla.

c) Falso. Según se ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según se ha explicado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **b**.

1.36. Dadas las siguientes cantidades de C_3H_8 (g). ¿En cuál de ellas existen únicamente 11 átomos?
a) 22,4 L de C_3H_8 en condiciones normales.
b) 1 mol de C_3H_8 en condiciones normales.
c) 44 g de C_3H_8.
d) $7{,}31\cdot10^{-23}$ g de C_3H_8.
(Datos. Masas: C = 12; H = 1; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Rioja 2009) (O.Q.L. Rioja 2011)

La respuesta correcta es la d) ya que para que una muestra contenga un número de átomos tan pequeño debe tener una masa pequeñísima.

$$11 \text{ átomos C e H} \frac{1 \text{ molécula } C_3H_8}{11 \text{ átomos C e H}} \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{L \text{ moléculas } C_3H_8} \frac{44 \text{ g } C_3H_8}{1 \text{ mol } C_3H_8} = \mathbf{7{,}31\cdot10^{-23} \ g \ C_3H_8}$$

Las respuestas a), b) y c) corresponden a un mol de sustancia y por ello contienen un número de *Avogadro* de moléculas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.37. Indica el compuesto químico cuya composición centesimal es C (62,1%), H (10,3%) y O (27,6%).
a) CH_3OCH_3
b) CH_3COOCH_3
c) CH_3COOH
d) CH_3COCH_3
(Datos. Masas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. C. Valenciana 2001)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto, el número de moles de átomos de cada elemento contenidos en la misma es:

$$100 \text{ g compuesto} \frac{62{,}1 \text{ g C}}{100 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 5{,}175 \text{ mol C}$$

$$100 \text{ g compuesto} \frac{10{,}3 \text{ g H}}{100 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 10{,}3 \text{ mol H}$$

$$100 \text{ g compuesto} \frac{27{,}6 \text{ g O}}{100 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1{,}725 \text{ mol O}$$

Dividiendo las anteriores cantidades por la menor de ellas se puede obtener la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{5{,}175 \text{ mol C}}{1{,}725 \text{ mol O}} = 3\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \\ \dfrac{10{,}3 \text{ mol H}}{1{,}725 \text{ mol O}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula empírica: } (C_3H_6O)_n$$

Suponiendo un valor de n = 1, la sustancia que se corresponde con la fórmula obtenida es $\mathbf{CH_3COCH_3}$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.38. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos?
a) 5 moles de H_2O
b) 6 moles de CS_2
c) 3 moles de $NaNO_3$
d) 2 moles de NH_4OH
e) 6 moles de NaH

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La muestra que contiene más átomos es aquella que está integrada por un mayor número de moles de átomos.

a) El número de moles de átomos que integran la muestra es:

$$5\ \text{mol H}_2\text{O}\,\frac{3\ \text{mol H y O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 15\ \text{mol H y O}$$

b) El número de moles de átomos que integran la muestra es:

$$6\ \text{mol}\ CS_2\,\frac{3\ \text{mol C y S}}{1\ \text{mol CS}_2} = \mathbf{18\ mol\ C\ y\ S}$$

c) El número de moles de átomos que integran la muestra es:

$$3\ \text{mol NaNO}_3\,\frac{5\ \text{mol Na, N y O}}{1\ \text{mol NaNO}_3} = 15\ \text{mol Na, N y O}$$

d) El número de moles de átomos que integran la muestra es:

$$2\ \text{mol NH}_4\text{OH}\,\frac{7\ \text{mol N, O y H}}{1\ \text{mol NH}_4\text{OH}} = 14\ \text{mol N, O y H}$$

e) El número de moles de átomos que integran la muestra es:

$$6\ \text{mol NaH}\,\frac{2\ \text{mol Na y H}}{1\ \text{mol NaH}} = 12\ \text{mol Na y H}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.39. Una muestra de 2 g de un elemento metálico contiene $3{,}01\cdot10^{22}$ átomos de dicho elemento. La masa atómica de dicho átomo es:
a) 19
b) 20
c) 40
d) 56
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2002)

Aplicando el concepto de mol al elemento X:

$$\frac{2\ \text{g X}}{3{,}01\cdot10^{22}\ \text{átomos X}}\,\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos X}}{1\ \text{mol X}} = \mathbf{40\ g\cdot mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.40. Una muestra de 3,16 g de eucaliptol, ingrediente activo primario encontrado en las hojas de eucalipto, contiene 2,46 g de carbono; 0,372 g de hidrógeno y el resto de oxígeno. ¿Cuál será la fórmula empírica del eucaliptol?
a) $C_{18}H_{10}O_3$
b) $C_{10}H_{18}O$
c) C_5H_9O
d) $C_9H_5O_2$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra es:

3,16 g eucaliptol – (2,46 g C + 0,372 g H) = 0,328 g O

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 2{,}46\text{ g C}\dfrac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}} = 0{,}205\text{ mol C} \\[2ex] 0{,}372\text{ g H}\dfrac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}} = 0{,}372\text{ mol H} \\[2ex] 0{,}328\text{ g O}\dfrac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} = 0{,}0205\text{ mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}205\text{ mol C}}{0{,}0205\text{ mol O}} = 10\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{0{,}372\text{ mol H}}{0{,}0205\text{ mol O}} = 18\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{C_{10}H_{18}O}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.41. Los únicos productos del análisis de un compuesto puro fueron 0,5 moles de átomos de carbono y 0,75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:
a) CH_4
b) CH
c) C_2H_3
d) CH_2

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2005)

La relación molar entre átomos proporciona la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}75\text{ mol H}}{0{,}5\text{ mol C}} = \frac{\mathbf{3\ mol\ H}}{\mathbf{2\ mol\ C}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.42. Si un hidrocarburo contiene 2,98 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:
a) CH
b) C_2H_2
c) C_2H
d) CH_4
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

A partir de la relación másica se obtiene la relación molar, y esta proporciona la fórmula empírica:

$$\frac{1\ \text{g H}}{2{,}98\ \text{g C}}\ \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} = \mathbf{4}\,\frac{\textbf{mol H}}{\textbf{mol C}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.43. Un compuesto de fórmula AB_3 contiene un 40% en masa de A. La masa atómica de A debe ser:
a) La mitad de B.
b) Igual a la de B.
c) El doble de B.
d) La tercera parte de B.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Tomando como base de cálculo 100 g de AB_3 y partiendo de la relación molar se obtiene la relación entre las masas molares de ambos elementos:

$$\frac{1\ \text{mol A}}{3\ \text{mol B}}\ \frac{M_A\ \text{g A}}{1\ \text{mol A}}\ \frac{1\ \text{mol B}}{M_B\ \text{g B}} = \frac{40\ \text{g A}}{60\ \text{g B}} \quad\longrightarrow\quad \frac{M_A}{M_B} = \mathbf{2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.44. Cuando se quema un litro de cierto hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, se obtienen dos litros de dióxido de carbono y un litro de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T. ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?
a) C_2H_8
b) CH_4
c) C_2H_2
d) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

En la combustión del hidrocarburo todo el C del mismo se transforma en CO_2 y el H en H_2O. De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac*, la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del hidrocarburo:

$$\frac{2\ \text{L CO}_2}{1\ \text{L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{2\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} = 2\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

$$\frac{1\ \text{L H}_2\text{O}}{1\ \text{L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{1\ \text{mol hidrocarburo}}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 2\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

La fórmula empírica que se obtiene (CH) y se corresponde con el hidrocarburo $\mathbf{C_2H_2}$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.45. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de átomos?
a) 56 g de CO
b) 44,8 L de He en condiciones normales
c) $6{,}023\cdot10^{23}$ moléculas de H_2
d) 3 moles de CO_2
e) 2 moles de N_2
(Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. C. Valenciana 2011)

a) El número de átomos que integran la muestra es:

$$56\ \text{g CO}\ \frac{1\ \text{mol CO}}{28\ \text{g CO}}\ \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas CO}}{1\ \text{mol CO}}\ \frac{2\ \text{átomos}}{1\ \text{moléculas CO}} = 2{,}4{\cdot}10^{24}\ \text{átomos}$$

b) El número de átomos que integran la muestra es:

$$44{,}8\ \text{L He}\ \frac{1\ \text{mol He}}{22{,}4\ \text{L He}}\ \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = 1{,}2{\cdot}10^{24}\ \text{átomos}$$

c) El número de átomos que integran la muestra es:

$$6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2\ \frac{2\ \text{átomos H}}{1\ \text{moléculas}\ H_2} = 1{,}2{\cdot}10^{24}\ \text{átomos}$$

d) El número de átomos que integran la muestra es:

$$3\ \text{mol}\ CO_2\ \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2}\ \frac{3\ \text{átomos}}{1\ \text{moléculas}\ CO_2} = \mathbf{5{,}4{\cdot}10^{24}\ \text{átomos}}$$

e) El número de átomos que integran la muestra es:

$$2\ \text{mol}\ N_2\ \frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2}\ \frac{2\ \text{átomos}}{1\ \text{moléculas}\ N_2} = 2{,}4{\cdot}10^{24}\ \text{átomos}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Comunidad Valenciana 2011 se cambian algunas cantidades).

1.46. Se calienta una muestra de 250 g de hidrato de $CuSO_4$ hasta eliminar toda el agua. Entonces se pesa la muestra seca y resulta ser 160 g. ¿Cuál es la fórmula del hidrato?
a) $CuSO_4{\cdot}10\ H_2O$
b) $CuSO_4{\cdot}7\ H_2O$
c) $CuSO_4{\cdot}5\ H_2O$
d) $CuSO_4{\cdot}2\ H_2O$
e) $CuSO_4{\cdot}H_2O$

(Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5)

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005)

La relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{(250-160)\ \text{g}\ H_2O}{160\ \text{g}\ CuSO_4}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{159{,}5\ \text{g}\ CuSO_4}{1\ \text{mol}\ CuSO_4} = \mathbf{5}\ \frac{\mathbf{mol\ H_2O}}{\mathbf{mol\ CuSO_4}}$$

La fórmula del hidrato es $\mathbf{CuSO_4{\cdot}5\ H_2O}$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.47. Si la relación e/m (carga/masa) del protón es de X ($C{\cdot}g^{-1}$), si su carga es de Y (C) y se considera que su masa es de 1 ($g{\cdot}mol^{-1}$), el valor del número de Avogadro tendrá que ser igual a:
a) Y/X
b) Y+X
c) X/Y
d) 1/Y

(O.Q.L. Murcia 2003)

Dividiendo la carga del protón, Y, entre su carga específica, X, se obtiene la masa de un protón:

$$m_p = \frac{Y\ (C)}{X\ (C \cdot g^{-1})} = \frac{Y}{X}\ (g)$$

Dividiendo la masa molar, M, entre la masa de la partícula se obtiene el número de *Avogadro*:

$$L = \frac{1\ (g \cdot mol^{-1})}{Y/X\ (g)} = \frac{\mathbf{X}}{\mathbf{Y}}\ (mol^{-1})$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.48. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta con relación a la glucosa, $C_6H_{12}O_6$?
a) Los porcentajes en masa de C y de O son los mismos que en el CO.
b) Los porcentajes en masa de C y de O son iguales.
c) La razón entre el número de átomos de C, H y O es la misma que en la 1,3-dihidroxiacetona ($CH_2OHCOCH_2OH$).
d) El mayor porcentaje en masa le corresponde al hidrógeno.
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2003)

a) Falso. La composición centesimal en el caso de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$ es:

$$\frac{6\ mol\ C}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\ \frac{12\ g\ C}{1\ mol\ C}\ \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180\ g\ C_6H_{12}O_6}\ 100 = 40{,}0\%\ C$$

$$\frac{12\ mol\ H}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\ \frac{1\ g\ H}{1\ mol\ H}\ \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180\ g\ C_6H_{12}O_6}\ 100 = 6{,}7\%\ H$$

$$\frac{6\ mol\ O}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}\ \frac{16\ g\ O}{1\ mol\ O}\ \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180\ g\ C_6H_{12}O_6}\ 100 = 53{,}3\%\ O$$

La composición centesimal en el caso del CO es:

$$\frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO}\ \frac{12\ g\ C}{1\ mol\ C}\ \frac{1\ mol\ CO}{28\ g\ CO}\ 100 = 42{,}9\%\ C$$

$$\frac{1\ mol\ O}{1\ mol\ CO}\ \frac{16\ g\ O}{1\ mol\ O}\ \frac{1\ mol\ CO}{28\ g\ CO}\ 100 = 57{,}1\%\ O$$

b-d) Falso. Tal como se ha visto al obtener la composición centesimal en el apartado a).

c) **Verdadero**. Ya que las fórmulas empíricas de la glucosa y de 1,3-dihidroxiacetona son idénticas, $C_3H_6O_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.49. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno hay por cm^3 (supuesto comportamiento de gas ideal) en condiciones normales?
a) $10^3 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 6{,}023 \cdot 10^{21}$
b) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 12{,}046 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 2{,}7 \cdot 10^{19}$
d) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 5{,}4 \cdot 10^{19}$
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por cm^3 es:

$$\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}}\ \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \text{L}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^{3}\ \text{cm}^{3}} = \frac{6{,}022\cdot10^{23}}{22{,}4\cdot10^{3}} = \mathbf{2{,}7\cdot10^{19}}\ \frac{\textbf{moléculas}}{\textbf{cm}^{3}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.50. Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio sabiendo que al calentarlo pierde un 48,68% de su masa.
a) 12
b) 24
c) 6
d) 18
(Masas atómicas: Al = 27; O = 16; S = 32; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$\frac{48{,}68\ \text{g}\ H_2O}{(100-48{,}68)\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{342\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{18}\ \frac{\textbf{mol}\ \mathbf{H_2O}}{\textbf{mol}\ \mathbf{Al_2(SO_4)_3}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.51. Considerando un gramo de oxígeno atómico, un gramo de oxígeno molecular y un gramo de ozono. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) En 1 g de moléculas de ozono es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
b) En 1 g de oxígeno molecular es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
c) Donde hay mayor número de átomos de oxígeno es en un gramo de oxígeno atómico.
d) 1 g de las tres sustancias contiene el mismo número de átomos de oxígeno.
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2003)

Para poder comparar las tres muestras es preciso calcular el número de átomos de oxígeno que contiene cada una de ellas:

$$1\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}\ \frac{\text{L átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{\text{L}}{16}\ \text{átomos O}$$

$$1\ \text{g}\ O_2\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\ \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}\ \frac{\text{L átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{\text{L}}{16}\ \text{átomos O}$$

$$1\ \text{g}\ O_3\ \frac{1\ \text{mol}\ O_3}{48\ \text{g}\ O_3}\ \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_3}\ \frac{\text{L átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \frac{\text{L}}{16}\ \text{átomos O}$$

Como se observa las tres muestran contienen el mismo número de átomos. Por lo tanto, la respuesta correcta es la **d**.

1.52. Dos compuestos formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno tendrán también en común:
a) El número de moléculas presentes en la misma masa.
b) Los enlaces que se forman entre dichos átomos.
c) La entalpía de combustión.
d) La reactividad.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Si dos compuestos están formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se trata de isómeros, sustancias con la misma fórmula molecular pero distinta

fórmula desarrollada, por ejemplo: etanol, CH_3CH_2OH y dimetiléter, CH_3OCH_3. En ellos se observa que:

a) **Verdadero**. Una misma masa está integrada por el mismo número de moléculas ya que ambos compuestos tienen la misma masa molar.

b) Falso. Los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, así pues, en el etanol hay un enlace C–O–H, mientras que en el dimetiléter hay un enlace C–O–C.

c) Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente la entalpía de combustión también lo es, ya que aunque se formen los mismos productos de combustión (se forman los mismos enlaces), se rompen diferentes enlaces en los reactivos.

d) Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, la reactividad, es decir las propiedades químicas de los compuestos también los son.

La respuesta correcta es la **a**.

1.53. La hormona adrenalina ($C_9H_{13}NO_3$) se encuentra en una concentración en el plasma sanguíneo de $6{,}0 \cdot 10^{-8}$ g/L. Determina cuántas moléculas de adrenalina hay en 1 L de plasma.
a) $1{,}9 \cdot 10^{14}$
b) $2 \cdot 10^{14}$
c) $1{,}97 \cdot 10^{14}$
d) $1{,}90 \cdot 10^{14}$
e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$

(Datos. Masas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16; L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Extremadura 2003)

El número de moléculas de $C_9H_{13}NO_3$ en 1 L de plasma es:

$$\frac{6{,}0 \cdot 10^{-8}\ \text{g}\ C_9H_{13}NO_3}{1\ \text{L plasma}} \frac{1\ \text{mol}\ C_9H_{13}NO_3}{183\ \text{g}\ C_9H_{13}NO_3} \frac{\text{L moléculas}\ C_9H_{13}NO_3}{1\ \text{mol}\ C_9H_{13}NO_3} =$$

$$= \mathbf{1{,}97 \cdot 10^{14}}\ \frac{\textbf{moléculas}\ \mathbf{C_9H_{13}NO_3}}{\textbf{L plasma}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.54. ¿Cuál es el número de moléculas de gas que hay en 1,00 mL de un gas ideal en condiciones normales?
a) $2{,}69 \cdot 10^{22}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{20}$
c) $2{,}69 \cdot 10^{19}$
d) $22{,}4 \cdot 10^{19}$
e) $6{,}022 \cdot 10^{19}$

(Dato. L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Extremadura 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por mL de gas ideal es:

$$\frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas}}{1\ \text{mol}} \frac{1\ \text{mol}}{22{,}4\ \text{L}} \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = \mathbf{2{,}69 \cdot 10^{19}}\ \frac{\textbf{moléculas}}{\textbf{mL}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.55. Los compuestos hidróxido de calcio, sulfato de calcio y carbonato de calcio son, respectivamente.
a) $CaOH$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$
b) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO$
c) $Ca(OH)_2$ / $CaSO$ / $CaCO_3$
d) $Ca(OH)_2$ / $CaCO_3$
e) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

Las fórmulas de los compuestos son:

hidróxido de calcio → $\mathbf{Ca(OH)_2}$
sulfato de calcio → $\mathbf{CaSO_4}$
carbonato de calcio → $\mathbf{CaCO_3}$

La respuesta correcta es la **e**.

1.56. Se quiere determinar la fórmula empírica del compuesto $ZnCl_x$*. Para ello se hace reaccionar Zn en polvo con HCl en exceso, utilizando un vaso de precipitados. Los resultados obtenidos son:*

Peso del vaso vacío = P_1 *= 48,179 g*
Peso del vaso vacío + Peso del Zn = P_2 *= 48,635 g*
Peso del vaso vacío + Peso del $ZnCl_x$ *=* P_3 *= 49,160 g*

Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) Para encontrar la fórmula empírica se deben calcular los átomos-gramo de Zn y Cl que han reaccionado.
b) El peso de Zn se obtiene por $P_2 - P_1$*.*
c) Al reaccionar Zn + x HCl $\longrightarrow$ *x/2* H_2 *+* $ZnCl_x$ *no es necesario medir el HCl que se añade.*
d) Los gramos de cloro en el $ZnCl_x$ *son 0,525 y su fórmula empírica es* $ZnCl_2$*.*
e) A pesar de que el $ZnCl_2$ *sea higroscópico, si no da tiempo a enfriar y pesar, se puede dejar para el día siguiente, y al volver al laboratorio y pesar, encontraríamos la misma pesada* P_3*.*
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Zn = 65,4)

(O.Q.L. Extremadura 2003)

a) Verdadero. La fórmula empírica se obtiene a partir de relación entre los moles de átomos.

b) Verdadero. La operación ($P_2 - P_1$) proporciona que han reaccionado 0,456 g de Zn.

c) Verdadero. Ya que como dice el enunciado se ha añadido HCl en exceso.

d) Verdadero. La operación ($P_3 - P_2$) proporciona que han reaccionado 0,525 g de Cl. A partir de este dato y del obtenido en el apartado b) se obtiene que la fórmula empírica es:

$$\left.\begin{aligned} 0{,}525\text{ g Cl}\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}} &= 0{,}015\text{ mol Cl} \\ 0{,}456\text{ g Zn}\frac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}} &= 0{,}007\text{ mol Zn} \end{aligned}\right\} \longrightarrow \frac{0{,}015\text{ mol Cl}}{0{,}007\text{ mol Zn}} \approx 2\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Zn}}$$

e) **Falso**. Si el $ZnCl_2$ es higroscópico, absorbe agua y al pesarlo al día siguiente pesará más.

La respuesta correcta es la **e**.

1.57. Una muestra de 0,322 g de un vapor orgánico a 100°C y 740 Torr ocupa un volumen de 62,7 mL. Un análisis de dicho vapor da una composición centesimal de C = 65,43%, H = 5,50%. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_6H_{12}O_6$
b) $C_9H_9O_3$
c) $C_9H_{17}O$
d) C_8H_{16}
e) $C_6H_{12}O$
(Datos. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}*·K*$^{-1}$*; 1 atm = 760 Torr)*
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Suponiendo comportamiento ideal se puede calcular la masa molar del compuesto X aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M = \frac{0{,}322 \text{ g X } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (100+273) \text{ K}}{740 \text{ mmHg·}62{,}7 \text{ mL}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 161{,}3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X la cantidad de oxígeno es:

100 g X – (65,43 g C + 5,50 g H) = 29,07 g O

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto es:

$$\left.\begin{aligned} \frac{65{,}43 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \frac{161{,}3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 9 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{5{,}50 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \frac{161{,}3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 9 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{29{,}07 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \frac{161{,}3 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{aligned}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_9H_9O_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.58. ¿Cuántas moléculas de agua de cristalización contiene el sulfato de quinina cuya fórmula molecular es $[(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4 + n\ H_2O]$ *si 1 g desecado a 100°C pierde 0,162 g de masa?*
a) 3
b) 6
c) 12
d) 8
e) 10
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; S = 32)
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El número de moles de H_2O es:

$$0{,}162 \text{ g } H_2O \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 9{,}0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H_2O$$

El número de moles de sulfato de quinina anhidro, $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$, es:

1 g hidrato – 0,162 g H_2O = 0,838 g $(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$

$$0{,}838 \text{ g } (C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4 \frac{1 \text{ mol } (C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4}{746 \text{ g } (C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4} = 1{,}1 \cdot 10^{-3} \text{ mol } (C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4$$

La relación molar entre H_2O y sustancia anhidra es:

$$\frac{9{,}0\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ H_2O}{1{,}1\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ (C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4} = 8\ \frac{\textbf{mol}\ \mathbf{H_2O}}{\textbf{mol}\ \mathbf{(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2SO_4}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.59. La azurita es un mineral de color azul intenso, que se utiliza como una de las fuentes de cobre, cuya composición es 55,3% de Cu; 6,79% de C; 37,1% de O y 0,58% de H, ¿cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?
a) $CuCO_3\cdot2\ CuOH$
b) $CuCO_3\cdot2\ Cu(OH)_2$
c) $CuCO_3\cdot Cu(OH)_2$
d) $Cu(OH)_2\cdot2\ CuCO_3$
e) $CuOH\cdot2\ CuCO_3$
(Masas atómicas: Cu = 63,5; C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

De todos los minerales dados, la azurita será aquel mineral que contenga 55,3% de Cu.

a) $CuCO_3\cdot2\ CuOH$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot2\ CuOH}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot2\ CuOH}{284{,}5\ \text{g}\ CuCO_3\cdot2\ CuOH}\ 100 = 67{,}0\%\ \text{Cu}$$

b) $CuCO_3\cdot2\ Cu(OH)_2$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot2\ Cu(OH)_2}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot2\ Cu(OH)_2}{318{,}5\ \text{g}\ CuCO_3\cdot2\ Cu(OH)_2}\ 100 = 59{,}9\%\ \text{Cu}$$

c) $CuCO_3\cdot Cu(OH)_2$

$$\frac{2\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}{221{,}0\ \text{g}\ CuCO_3\cdot Cu(OH)_2}\ 100 = 57{,}5\%\ \text{Cu}$$

d) $Cu(OH)_2\cdot2\ CuCO_3$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ Cu(OH)_2\cdot2\ CuCO_3}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol}\ Cu(OH)_2\cdot2\ CuCO_3}{344{,}5\ \text{g}\ Cu(OH)_2\cdot2\ CuCO_3}\ 100 = \mathbf{55{,}3\%\ Cu}$$

e) $CuOH\cdot2\ CuCO_3$

$$\frac{3\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuOH\cdot2\ CuCO_3}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CuOH\cdot2\ CuCO_3}{327{,}5\ \text{g}\ CuOH\cdot2\ CuCO_3}\ 100 = 58{,}2\%\ \text{Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.60. Señale la proposición correcta:
a) 12 g de carbono contienen igual número de átomos que 40 g de calcio.
b) Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
c) En 16 g de oxígeno hay tantos átomos como moléculas en 14 g de nitrógeno.
d) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo del elemento.
(Masas atómicas: Ca = 40; O = 16; N = 14)
(O.Q.L. Murcia 2004)

a) **Verdadero**. Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$12\text{ g C}\frac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}} = \mathbf{1\ mol\ C} \qquad 40\text{ g Ca}\frac{1\text{ mol Ca}}{40\text{ g Ca}} = \mathbf{1\ mol\ Ca}$$

b) Falso. Para que dos muestras con la misma de elementos diferentes contengan igual número de átomos es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que los dos elementos no tienen la misma masa molar.

c) Falso. El número de partículas de ambas muestras es diferente:

$$16\text{ g }O_2\frac{1\text{ mol }O_2}{32\text{ g }O_2}\frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol }O_2}\frac{\text{L átomos O}}{1\text{ mol O}} = \text{L átomos O}$$

$$14\text{ g }N_2\frac{1\text{ mol }N_2}{28\text{ g }N_2}\frac{\text{L moléculas }N_2}{1\text{ mol }N_2} = 0{,}5\text{L moléculas }N_2$$

d) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento y se suele expresar en unidades de masa atómica, uma.

La respuesta correcta es la **a**.

1.61. Se pretende determinar la fórmula del yeso, que es un sulfato cálcico hidratado. Sabiendo que 3,273 g de este mineral se transforman, por calefacción, en 2,588 g de sulfato de calcio anhidro, se deduce que dicha fórmula es:
a) $Ca(SO_4)_2{\cdot}H_2O$
b) $Ca_2SO_4{\cdot}H_2O$
c) $CaSO_4{\cdot}H_2O$
d) $CaSO_4{\cdot}2\ H_2O$

(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Ca = 40; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2004)

La relación molar entre H_2O y $CaSO_4$ es:

$$\frac{(3{,}273-2{,}588)\text{ g }H_2O}{2{,}588\text{ g }CaSO_4}\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\frac{136\text{ g }CaSO_4}{1\text{ mol }CaSO_4} = \mathbf{2}\frac{\mathbf{mol\ H_2O}}{\mathbf{mol\ CaSO_4}}$$

La fórmula del yeso es $\mathbf{CaSO_4{\cdot}2\ H_2O}$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.62. Los siguientes compuestos: urea, $CO(NH_2)_2$, nitrato amónico, NH_4NO_3, y guanidina, $HCN(NH_2)$, son adecuados para ser usados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de ellos considera más adecuado por ser más rico en nitrógeno?
a) Urea
b) Guanidina
c) Nitrato amónico
d) Todos por igual.

(Masas atómicas: C = 12; O = 16; N = 14; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2004)

El porcentaje en masa de nitrógeno en cada una de las sustancias es:

a) Urea $\rightarrow \frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol }CO(NH_2)_2}\frac{14\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\frac{1\text{ mol }CO(NH_2)_2}{60\text{ g }CO(NH_2)_2}100 = 46{,}7\%\text{ N}$

b) Guanidina $\rightarrow \frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol }HCN(NH_2)}\frac{14\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\frac{1\text{ mol }HCN(NH_2)}{43\text{ g }HCN(NH_2)}100 = \mathbf{65{,}1\%\ N}$

c) Nitrato de amonio $\rightarrow \dfrac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_4\text{NO}_3}\ \dfrac{14\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}}\ \dfrac{1\ \text{mol NH}_4\text{NO}_3}{80\ \text{g NH}_4\text{NO}_3}100 = 35{,}0\%\ \text{N}$

La sustancia más rica en nitrógeno es la **guanidina**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.63. Señale la fórmula química que corresponde al hipoclorito de cesio:
a) $CsClO_2$
b) CsClO
c) CeClO
d) ScClO

(O.Q.L. Murcia 2004)

El **hipoclorito de sodio** es una sal del ácido hipocloroso, HClO, en la que se reemplaza el átomo de H por un átomo de Cs $\rightarrow$ **CsClO**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.64. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?
a) 0,25 g de SO_2
b) 0,25 g de HCl
c) 0,25 g I_2
d) Todas contienen el mismo número de moléculas.
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Cl = 35,5; H = 1; I = 127)

(O.Q.L. Baleares 2004)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias hay la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

SO_2 = 64 g·mol^{-1} **HCl = 36,5 g·mol^{-1}** I_2 = 254 g·mol^{-1}

La respuesta correcta es la **b**.

1.65. El número de átomos de hidrógeno contenidos en dos moles y medio de hidrógeno es:
a) $12{,}04\cdot10^{23}$
b) 15,05
c) $8{,}30\cdot10^{-23}$
d) $3{,}01\cdot10^{24}$
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las respuestas b y c son absurdas por tratarse de números muy pequeños.

El número de átomos de H que integran una muestra de 2,5 moles de H_2 es:

$$2{,}5\ \text{mol H}_2\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos H}}{1\ \text{mol H}} = \mathbf{3{,}01\cdot10^{24}\ \text{átomos H}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.66. Con los datos del espectro de masas se determina la razón entre las masas ^{16}O y ^{12}C es de 1,33291. ¿Cuál es la masa de un átomo de ^{16}O?
a) 16,0013
b) 15,7867
c) 15,9949
d) 13,9897

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Teniendo en cuenta que la masa del ^{12}C es 12,0000 uma:

$$\frac{M_O}{M_C} = 1{,}33291 \longrightarrow M_O = \mathbf{15{,}9949\ uma}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.67. ¿Qué tanto por ciento de cloro contiene una mezcla a partes iguales de KCl y $NaClO_3$?
a) 30,25%
b) 42,53%
c) 40,45%
d) 53,25%
(Datos. M (Cl) = 35,5; M (KCl) = 74,6; M ($NaClO_3$) = 106,5)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Considerando 100 g de mezcla, las masas de cloro contenidas en 50 g de la misma son:

$$50\text{ g KCl}\frac{1\text{ mol KCl}}{74{,}6\text{ g KCl}}\,\frac{1\text{ mol Cl}}{1\text{ mol KCl}}\,\frac{35{,}5\text{ g Cl}}{1\text{ mol Cl}} = 23{,}8\text{ g Cl}$$

$$50\text{ g NaClO}_3\frac{1\text{ mol NaClO}_3}{106{,}5\text{ g NaClO}_3}\,\frac{1\text{ mol Cl}}{1\text{ mol NaClO}_3}\,\frac{35{,}5\text{ g Cl}}{1\text{ mol Cl}} = 16{,}7\text{ g Cl}$$

La masa total de cloro en los 100 g de mezcla es:

$$\frac{(23{,}8+16{,}7)\text{ g Cl}}{100\text{ g mezcla}}100 = \mathbf{40{,}5\%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.68. Señala la fórmula correcta del ácido tritiofosfórico.
a) H_2PO_2S
b) H_3PO_4S
c) H_3POS_3
d) HPO_3S_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La fórmula del ácido fosfórico es H_3PO_4 y el prefijo tio indica que se reemplaza un átomo de oxígeno por uno de azufre, por tanto, la fórmula del **ácido tritiofosfórico** es $\mathbf{H_3POS_3}$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.69. La masa atómica del carbono natural es 12,011 u y la masa del ^{13}C es 13,00335 u. ¿Cuál es la abundancia relativa natural del ^{13}C?
a) 0,011%
b) 0,91%
c) 23%
d) 1,1%
e) 2,2%
(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Baleares 2011)

Considerando que las abundancias del ^{13}C y ^{12}C son, respectivamente, x y (100 – x) y que la masa isotópica del ^{12}C es 12 u se puede calcular la masa atómica media del C:

$$\frac{(100-x)\text{ átomo }^{12}\text{C}\dfrac{12\text{ u}}{\text{átomo }^{12}\text{C}}+x\text{ átomo }^{13}\text{C}\dfrac{13\text{ u}}{\text{átomo }^{13}\text{C}}}{100\text{ átomos C}}=12{,}011\,\frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, x = **1,1%** de ^{13}C.

La respuesta correcta es la **d**.

(En Castilla y León 2009 las soluciones son diferentes).

1.70. Cuando se calienta hasta sequedad una muestra de 15,0 g de sulfato de cobre (II) hidratado, la masa resultante es de 9,59 g. El porcentaje de agua en el cristal hidratado, expresado con el número correcto de cifras significativas es:
a) 36,1%
b) 36%
c) 63,3%
d) 63%
e) 45%
(Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1)
(O.Q.N. Luarca 2005)

El porcentaje de H_2O de cristalización en el sulfato de cobre (II) hidratado es:

$$\frac{(15{,}0-9{,}59)\text{ g H}_2\text{O}}{15{,}0\text{ g hidrato}}100=\mathbf{36{,}1\%\ H_2O}$$

El número de cifras significativas del cálculo viene dado por la cantidad que tenga menor número éstas. Como las dos cantidades dadas tienen 3 cifras significativas el resultado del cálculo debe tener las mismas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.71. Se calienta una barra de cobre de pureza electrolítica que pesa 3,178 g en una corriente de oxígeno hasta que se convierte en un óxido negro. El polvo negro resultante pesa 3,978 g. La fórmula de este óxido es:
a) CuO_2
b) Cu_2O_3
c) CuO_3
d) Cu_2O
e) CuO
(Masas atómicas: Cu = 63,5; O = 16)
(O.Q.N. Luarca 2005)

La relación molar entre O y Cu es:

$$\frac{(3{,}978-3{,}178)\ \text{g O}}{3{,}178\ \text{g Cu}}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}=\mathbf{1}\ \frac{\textbf{mol O}}{\textbf{mol Cu}}\ \longrightarrow\ \text{fórmula: }\mathbf{CuO}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.72. Puesto que la masa atómica del sodio es 23 y la del nitrógeno es 14, puede decirse que en 23 g de sodio:
a) Hay el mismo número de átomos que en 14 g de nitrógeno.
b) Hay el doble de átomos que en 14 g de nitrógeno.
c) Hay la mitad de átomos que en 14 g de nitrógeno.
d) No puede hacerse la comparación porque se trata de un sólido y de un gas.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) **Verdadero**. Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$23\ \text{g Na}\ \frac{1\ \text{mol Na}}{23\ \text{g Na}}=1\ \text{mol Na} \qquad 14\ \text{g N}\ \frac{1\ \text{mol N}}{14\ \text{g N}}=1\ \text{mol N}$$

b-c) Falso. Las dos muestras de elementos contienen igual número de átomos, por lo tanto, ya que están constituidas por el mismo número de moles de sustancia.

d) Falso. El estado de agregación de una sustancia no tiene que ver con el número de átomos que la componen.

La respuesta correcta es la **a**.

1.73. Ya que las masas atómicas de oxígeno, calcio y aluminio son 16, 40 y 27 respectivamente, puede decirse que 16 g de oxígeno se combinarán con:
a) 40 g de calcio ó 27 g de aluminio.
b) 20 g de calcio ó 9 g de aluminio.
c) 20 g de calcio ó 54 de aluminio.
d) 40 g de calcio ó 18 de aluminio.

(O.Q.L. Murcia 2005)

Suponiendo que se forman óxido de calcio, CaO, y óxido de aluminio, Al_2O_3, a partir de las relaciones molares se obtienen las relaciones másicas:

$$\frac{1\ \text{mol Ca}}{1\ \text{mol O}}\ \frac{40\ \text{g Ca}}{1\ \text{mol Ca}}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}=\frac{\textbf{40 g Ca}}{\textbf{16 g O}}$$

$$\frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol O}}\ \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}=\frac{\textbf{18 g Al}}{\textbf{16 g O}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.74. Si vemos la fórmula KIO, debemos pensar que se trata de:
a) Una oxosal.
b) Una bisal.
c) Un óxido doble.
d) Un error, porque la fórmula está mal escrita.

(O.Q.L. Murcia 2005)

KIO es la fórmula de una oxosal procedente del ácido hipoyodoso, HIO, en la que se ha reemplazado el átomo de H por un átomo de K.

La respuesta correcta es la **a**.

1.75. La frase "la masa atómica del aluminio es 27,00", sugiere cuatro interpretaciones. Señala cuál de ellas es la equivocada:
a) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 g.
b) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 u.
c) La masa de un mol de átomos de aluminio es 27,00 g.
d) Un átomo de aluminio es 27,00 veces más pesado que 1/12 de un átomo de ^{12}C.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)

a) **Falso**. No es correcto decir que la masa atómica del aluminio es 27 g. Ese valor corresponde a su masa molar.

b) Verdadero. La masa atómica es la masa de un átomo y se mide en u (unidades de masa atómica) que en el caso del aluminio es 27 uma.

c) Verdadero. Según se ha hecho constar en a).

d) Verdadero. La definición de unidad de masa atómica es:

"la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C" que es 1, por tanto, es correcto decir que el átomo de aluminio es 27 veces más pesado.

La respuesta equivocada es la **a**.

1.76. Las fórmulas empíricas de tres compuestos son:

a) CH_2O b) CH_2 c) C_3H_7Cl

Suponiendo que un mol de cada compuesto a, b y c se oxida completamente y que todo el carbono se convierte en dióxido de carbono, la conclusión más razonable de esta información es que:
a) El compuesto a forma el mayor peso de CO_2.
b) El compuesto b forma el mayor peso de CO_2.
c) El compuesto c forma el mayor peso de CO_2.
d) No es posible deducir cuál de esos compuestos dará el mayor peso de CO_2.

(O.Q.L. Asturias 2005)

Relacionando los moles de compuesto con los moles de CO_2 producido en la combustión:

$$\text{a) } 1 \text{ mol } CH_2O \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CH_2O} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol C}} = 1 \text{ mol } CO_2$$

$$\text{b) } 1 \text{ mol } CH_2 \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CH_2} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol C}} = 1 \text{ mol } CO_2$$

$$\text{c) } 1 \text{ mol } C_3H_7Cl \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_3H_7Cl} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol C}} = 3 \text{ mol } CO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.77. ¿En cuál de los siguientes casos existe mayor número de átomos?
a) Un mol de moléculas de nitrógeno.
b) 10 g de agua.
c) Un mol de moléculas de amoníaco gas.
d) 20 L de cloro medido en condiciones normales.

(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2008)

Contendrá un mayor número de átomos la muestra que contenga un mayor número de moles de átomos.

a) $1\ \text{mol}\ N_2 \dfrac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2} = 2\ \text{mol N}$

b) $10\ \text{g}\ H_2O \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} \dfrac{3\ \text{mol H y O}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 1{,}7\ \text{mol H y O}$

c) $1\ \text{mol}\ NH_3 \dfrac{4\ \text{mol N y H}}{1\ \text{mol}\ NH_3} = \mathbf{4\ mol\ N\ y\ H}$

d) $20\ \text{L}\ Cl_2 \dfrac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{22{,}4\ \text{L}\ Cl_2} \dfrac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol}\ Cl_2} = 1{,}8\ \text{mol Cl}$

La respuesta correcta es la **c**.

1.78. La masa atómica de un elemento es 10 u, se puede decir que la masa de un átomo de dicho elemento es:
a) $6{,}02\cdot10^{23}$ g
b) $6{,}02\cdot10^{22}$ g
c) $1{,}66\cdot10^{-23}$ g
d) $1{,}66\cdot10^{23}$ g

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Todas las respuestas menos la c) son absurdas ya que corresponden a cantidades de átomos muy grandes (≈ 1 mol).

$$\frac{10\ \text{u}}{\text{átomo}} \frac{1\ \text{g}}{6{,}02\cdot10^{23}\ \text{u}} = \mathbf{1{,}66\cdot10^{-23}\ g\cdot átomo^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.79. Una muestra de materia está compuesta por tres fases diferentes con propiedades físicas distintas. Esta muestra puede ser descrita como
a) Mezcla homogénea
b) Muestra heterogénea
c) Compuesto
d) Elemento
e) Mezcla molecular

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Si una muestra presenta tres fases diferentes, no presenta en todas en ellas el mismo estado de agregación, por lo tanto, se trata de una muestra heterogénea.

La respuesta correcta es la **b**.

1.80. La fórmula empírica para un compuesto es CH. ¿Cuál de los siguientes podría ser el peso molecular del compuesto?
a) 32 g/mol
b) 47 g/mol
c) 50 g/mol
d) 78 g/mol
e) 100 g/mol

(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que la fórmula empírica es $(CH)_n$, el valor del peso molecular sería aquel de los propuestos que proporcionara un valor entero para n:

$M / g \cdot mol^{-1}$	32	47	50	78	100
n	$\frac{32\ g}{13\ g} = 2{,}5$	$\frac{47\ g}{13\ g} = 3{,}6$	$\frac{50\ g}{13\ g} = 3{,}8$	$\frac{78\ g}{13\ g} = \mathbf{6}$	$\frac{100\ g}{13\ g} = 7{,}7$

La respuesta correcta es la **d**.

1.81. La fórmula molecular de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$. Medio mol de cafeína contiene:
a) 4 g de carbono
b) 4 moles de átomos de carbono
c) 8 átomos de carbono
d) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono
e) 4 átomos de carbono
(Datos. C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; L = $6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)
(O.Q.L. Almería 2005)

a) Falso. Los gramos de C contenidos en 0,5 moles de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}5\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2 \frac{8\ mol\ C}{1\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2} \frac{12\ g\ C}{1\ mol\ C} = 48\ g\ C$$

b) **Verdadero**. Los moles de C contenidos en 0,5 moles de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}5\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2 \frac{8\ mol\ C}{1\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2} = \mathbf{4\ mol\ C}$$

d) Falso. Los átomos de C contenidos en 0,5 moles de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0{,}5\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2 \frac{8\ mol\ C}{1\ mol\ C_8H_{10}N_4O_2} \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos C}}{1\ mol\ C} = 2{,}4 \cdot 10^{24}\ \text{átomos C}$$

Las respuestas c y e son absurdas por tratarse de números muy pequeños.

La respuesta correcta es la **b**.

1.82. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El número de átomos que hay en 5 g de O_2 es igual al número de moléculas que hay en 10 g de O_2.
b) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de dicho elemento.
c) Masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
d) El número de moléculas de un gas en un volumen determinado depende del tamaño de las moléculas.
e) Un mol de hierro tiene un volumen de 22,4 L.
(Masas atómica: O = 16)
(O.Q.L. Almería 2005)

a) **Verdadero**. Dos muestras contienen igual número de partículas si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$5\ g\ O_2 \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} \frac{2\ mol\ O}{1\ mol\ O_2} = 0{,}31\ mol\ O$$

$$10\ g\ O_2 \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 0{,}31\ mol\ O_2$$

b) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento. Se suele expresar en unidades de masa atómica.

c) Falso. Para que dos muestras con la misma de elementos diferentes contengan igual número de átomos es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que los dos elementos no tienen la misma masa molar.

d) Falso. No existe ninguna relación entre el número de moléculas de un gas y el tamaño de las mismas. En todo caso, en un gas, el volumen ocupado por las moléculas del mismo es despreciable comparado con el volumen del gas.

e) Falso. El hierro en condiciones normales de presión y temperatura es sólido y 22,4 L es el volumen molar de una sustancia gaseosa en esas condiciones.

La respuesta correcta es la **a**.

1.83. Si a la masa atómica del carbono se le asignara el valor 50 en vez de 12, ¿cuál sería la masa molecular del H_2O consistente con ese nuevo valor?
a) 56
b) 62
c) 3,1416
d) 75
(Masas atómicas: O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

Teniendo en cuenta que la escala de masas atómicas está basada en la masa del ^{12}C, si se cambia la masa de ese isótopo de 12 a 50 todas las masas estarán multiplicadas por un factor 50/12:

$$18\text{ g }H_2O\frac{50}{12} = \mathbf{75\text{ g }H_2O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.84. Siendo N_A el número de Avogadro, la masa en gramos de 1 unidad de masa atómica es:
a) $1/N_A$ g
b) 12 g
c) $12/N_A$ g
d) 1/12 g

(O.Q.L. Murcia 2006)

La respuesta unidad de masa atómica se define como 1/12 de la masa del ^{12}C. De acuerdo con esto:

$$1\text{ uma} = \frac{1}{12}\text{átomo C}\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\frac{1\text{ mol C}}{N_A\text{ átomo C}} = \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{N_A}}\mathbf{g}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.85. La masa molecular de una proteína que envenena los alimentos está alrededor de 900.000. La masa aproximada de una molécula de esta proteína será:
a) $1,5\cdot10^{-18}$ g
b) $1\cdot10^{-12}$ g
c) $6,023\cdot10^{23}$ g
d) $9\cdot10^{-5}$ g
(Dato. L = $6,022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2006)

La respuesta c es absurda por tratarse de un número muy grande.

Si la masa molecular de una sustancia X es 900.000, el valor expresado en gramos es:

$$\frac{900.000\ \text{uma}}{\text{molécula}}\ \frac{1\ \text{g}}{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{uma}} = \mathbf{1{,}5\cdot 10^{-18}}\ \frac{\mathbf{g}}{\textbf{molécula}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.86. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?
a) 2,5 moles
b) $3{,}01\cdot 10^{24}$ moléculas
c) 96 gramos
d) 67,2 litros en condiciones normales
(Dato. L = $6{,}022\cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 2006)

El número de moléculas de cada muestra es:

a) Incorrecto.

$$2{,}5\ \text{mol}\ O_2\ \frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}51\cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ O_2$$

c) Incorrecto.

$$96\ \text{g}\ O_2\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\ \frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}81\cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ O_2$$

d) Incorrecto.

$$67{,}2\ \text{L}\ O_2\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22{,}4\ \text{L}\ O_2}\ \frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}81\cdot 10^{24}\ \text{moléculas}\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.87. Si al quemar 0,5 moles de un hidrocarburo se recogen 33,6 L de CO_2, medidos en condiciones normales, se trata de:
a) Metano
b) Propano
c) Butano
d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2:

$$\frac{33{,}6\ \text{L}\ CO_2}{0{,}5\ \text{mol hidrocarburo}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = \mathbf{3}\ \frac{\textbf{mol C}}{\textbf{mol hidrocarburo}}$$

El hidrocarburo que contiene 3 moles de C es el **propano, C_3H_8**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.88. Un tazón contiene 100 mL de agua, el número de moléculas agua en el tazón es:
a) $6{,}023\cdot10^{23}$
b) $1{,}205\cdot10^{24}$
c) $3{,}35\cdot10^{24}$
d) 5,55
(Datos. Masas atómicas: O = 16; H = 1; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.L. Baleares 2006)

La respuesta d es absurda por tratarse de un número muy pequeño.

Suponiendo que la densidad del agua es 1 $g\cdot mL^{-1}$, el número de moléculas es:

$$100\ \text{mL}\ H_2O\ \frac{1\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{L\ \text{moléculas}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = \mathbf{3{,}35\cdot10^{24}\ moléculas\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.89. ¿Cuántos moles de iones habrá en una disolución acuosa preparada al disolver 0,135 mol de nitruro de sodio en agua?
a) 0,270 mol
b) 0,675 mol
c) 0,540 mol
d) 0,135 mol
(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del Na_3N es:

$$Na_3N\ (aq) \longrightarrow N^{3-}\ (aq) + 3\ Na^{+}\ (aq)$$

Relacionando moles de moléculas y de iones:

$$0{,}135\ \text{mol}\ Na_3N\ \frac{4\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol}\ Na_3N} = \mathbf{0{,}540\ mol\ iones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.90. Una muestra de 32 g de metano contiene:
a) 0,5 mol de CH_4
b) N_A moléculas de CH_4
c) 8 mol de H
d) Ocupa un volumen de 11,2 L en condiciones normales de presión y temperatura.
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)
(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Incorrecto.

$$0{,}5\ \text{mol}\ CH_4\ \frac{16\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 8\ \text{g}\ CH_4$$

b) Incorrecto

$$N_A\ \text{moléculas}\ CH_4\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{N_A\ \text{moléculas}\ CH_4}\ \frac{16\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 16\ \text{g}\ CH_4$$

c) **Correcto**

$$8\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{4\ \text{mol H}}\ \frac{16\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4} = \mathbf{32\ g\ CH_4}$$

d) Incorrecto

$$11{,}2\ \text{L CH}_4 \frac{1\ \text{mol CH}_4}{22{,}4\ \text{L CH}_4} \frac{16\ \text{g CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4} = 8\ \text{g CH}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.91. Indica dónde hay más masa:
a) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2
b) 0,5 mol de CO_2
c) 30 g de I_2
d) 11,2 L de Cl_2 en condiciones normales
(Datos. Masas atómicas: O = 16; C = 12; Cl = 35,5; L = $6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Asturias 2006)

a) **Verdadero**. La masa correspondiente a $12{,}04 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 es:

$$12{,}04 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas O}_2 \frac{1\ \text{mol O}_2}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas O}_2} \frac{32\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \mathbf{64\ g\ O_2}$$

b) Falso. La masa correspondiente a 0,5 mol de CO_2 es:

$$0{,}5\ \text{mol CO}_2 \frac{44\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 22\ \text{g CO}_2$$

d) Falso. La masa correspondiente a 11,2 L de Cl_2, medidos en condiciones normales, es:

$$11{,}2\ \text{L Cl}_2 \frac{1\ \text{mol Cl}_2}{22{,}4\ \text{L Cl}_2} \frac{71\ \text{g Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} = 35{,}5\ \text{g Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.92. En 2 moles de CO_2 existen (siendo N_A el número de Avogadro):
a) 6 N_A átomos
b) 2 N_A átomos
c) N_A átomos

(O.Q.L. La Rioja 2006)

El número de átomos de la muestra es:

$$2\ \text{mol CO}_2 \frac{3\ \text{moles átomos}}{1\ \text{mol CO}_2} \frac{\text{N}_\text{A}\ \text{átomos}}{1\ \text{mol átomos}} = \mathbf{6\ N_A\ átomos}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.93. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es CORRECTA?
a) $KMnO_4$ = manganato potásico
b) $Ca(ClO)_2$ = hipoclorito cálcico
c) $Al(NO_2)_3$ = nitrato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2006)

a) Falso. $KMnO_4$ es permanganato de potasio.

b) **Verdadero**. $Ca(ClO)_2$ es hipoclorito de calcio.

c) Falso. $Al(NO_2)_3$ es nitrito de aluminio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.94. En una molécula de NH_3 hay:
a) 3 átomos de hidrógeno
b) 3 moles de hidrógeno
c) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno
d) 17,0 g de amoníaco

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Asturias 2008)

$$1 \text{ molécula } NH_3 \rightarrow \begin{cases} 1 \text{ átomo N} \\ \mathbf{3 \text{ átomos H}} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.95. El porcentaje de carbono en el benceno y en el acetileno o etino es:
a) Igual en ambos casos
b) Mayor en el benceno
c) Mayor en el acetileno

(O.Q.L. La Rioja 2006)

El benceno, C_6H_6, y el acetileno, C_2H_2, tienen la misma fórmula empírica o sencilla, CH, por lo tanto ambos contienen el **mismo porcentaje de carbono**:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} 100 = 92{,}3\% \text{ C}$$

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26 \text{ g } C_2H_2} 100 = 92{,}3\% \text{ C}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.96. El número de iones que existen en masas iguales de KCl y $KClO_3$ es:
a) Igual en ambos casos
b) Mayor en KCl
c) Mayor en $KClO_3$

(O.Q.L. La Rioja 2006)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las disociaciones de ambas sales son, respectivamente:

$$KCl \text{ (aq)} \longrightarrow Cl^- \text{ (aq)} + K^+ \text{ (aq)}$$

$$KClO_3 \text{ (aq)} \longrightarrow ClO_3^- \text{ (aq)} + K^+ \text{ (aq)}$$

Considerando una misma masa m de sustancia y relacionandola con los moles de iones que la integran:

$$\text{m g KCl} \frac{1 \text{ mol KCl}}{M_{KCl} \text{ g KCl}} \frac{2 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol KCl}} \frac{\text{L iones}}{1 \text{ mol iones}} = \frac{2mL}{M_{KCl}} \text{iones}$$

$$\text{m g } KClO_3 \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{M_{KClO_3} \text{ g } KClO_3} \frac{2 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol } KClO_3} \frac{\text{L iones}}{1 \text{ mol iones}} = \frac{2mL}{M_{KClO_3}} \text{iones}$$

Como la masa molar del KCl es menor que la del $KClO_3$, **la muestra de KCl es la que contiene más iones**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.97. ¿Cuál de las siguientes manifestaciones es VERDADERA?
a) Si dos muestras de elementos A y B tienen masas iguales, tendrán el mismo número átomos.
b) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de dicho elemento.
c) El número de átomos de 5 g de O_2 es igual al número de moléculas de 10 g de O_2.
(O.Q.L. La Rioja 2006)

a) Falso. Si las muestras son de la misma masa, contiene más átomos la muestra del elemento cuya masa molar sea menor.

b) Falso. La masa atómica es la masa de un átomo, es una cantidad muy pequeña y se mide en uma (1 uma = $1/N_A$ g)

c) **Verdadero**.

$$5\text{ g }O_2\frac{1\text{ mol }O_2}{32\text{ g }O_2}\;\frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol }O_2}\;\frac{N_A\text{ átomos O}}{1\text{ mol O}}=\mathbf{\frac{10}{32}\;N_A\;átomos\;O}$$

$$10\text{ g }O_2\frac{1\text{ mol }O_2}{32\text{ g }O_2}\;\frac{N_A\text{ moléculas }O_2}{1\text{ mol }O_2}=\mathbf{\frac{10}{32}\;N_A\;moléculas\;O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.98. Se calientan 20,5 g de sulfato de cobre hidratado hasta peso constante igual a 13,1 g, momento en el que se ha perdido toda el agua de hidratación. ¿Cuál es la fórmula de la sal?
a) $CuSO_4\cdot 2\ H_2O$
b) $CuSO_4\cdot 3\ H_2O$
c) $CuSO_4\cdot 4\ H_2O$
d) $CuSO_4\cdot 5\ H_2O$
(Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5)
(O.Q.L. Madrid 2007)

La relación molar entre H_2O y $CuSO_4$ es:

$$\frac{(20{,}5-13{,}1)\text{ g }H_2O}{13{,}1\text{ g }CuSO_4}\;\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\;\frac{159{,}5\text{ g }CuSO_4}{1\text{ mol }CuSO_4}=\mathbf{5\,\frac{mol\;H_2O}{mol\;CuSO_4}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.99. Cuando dos elementos X e Y reaccionan entre sí de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Operación	*X (g)*	*Y (g)*
1	*3,00*	*1,44*
2	*3,00*	*0,72*
3	*6,00*	*2,88*
4	*2,50*	*0,40*

A la vista de los datos de la tabla se puede decir que es falsa la afirmación:
a) Los datos registrados en las operaciones 1 y 3 justifican la ley de las proporciones definidas de Proust.
b) Los datos registrados en 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
c) Los datos registrados en 1, 2 y 3 justifican la ley de las proporciones recíprocas de Richter.
d) Los compuestos formados en 1 y 3 son iguales.
e) Los compuestos formados en 1 y 4 son diferentes.
(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Verdadero. La ley de las proporciones definidas de *Proust* dice que:

"cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto los hacen en una relación de masa definida o constante".

De acuerdo con esta ley, la relación de masas en las operaciones 1 y 3 es:

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3{,}00 \text{ g X}}{1{,}44 \text{ g Y}} = 2{,}083 \qquad \text{Operación 3} \rightarrow \frac{6{,}00 \text{ g X}}{2{,}88 \text{ g Y}} = 2{,}083$$

b) Verdadero. La ley de las proporciones múltiples de *Dalton* dice que:

"las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos".

De acuerdo con esta ley, fijando 3 g de X, la masa de éste que reacciona con Y en la operación 4 es:

$$3{,}00 \text{ g X} \frac{0{,}40 \text{ g Y}}{2{,}50 \text{ g X}} = 0{,}48 \text{ g Y}$$

Las masas en las operaciones 1, 2 y 4 son:

Operación	X (g)	Y (g)
1	3,00	1,44
2	3,00	0,72
3	3,00	0,48

Las relaciones entre las masas de Y son:

$$\frac{1{,}44 \text{ g Y (op. 1)}}{0{,}72 \text{ g Y (op. 2)}} = \frac{2}{1} \qquad \frac{1{,}44 \text{ g Y (op. 1)}}{0{,}48 \text{ g Y (op. 3)}} = \frac{3}{1} \qquad \frac{0{,}72 \text{ g Y (op. 2)}}{0{,}48 \text{ g Y (op. 3)}} = \frac{3}{2}$$

c) **Falso**. La ley de las proporciones recíprocas de *Richter* dice que:

"las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de éstos.

Al no figurar un tercer elemento, no hay posibilidad de comprobar si se cumple esta ley.

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de *Proust*, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3{,}00 \text{ g X}}{1{,}44 \text{ g Y}} = 2{,}083 \qquad \text{Operación 3} \rightarrow \frac{6{,}00 \text{ g X}}{2{,}88 \text{ g Y}} = 2{,}083$$

Se trata del mismo compuesto.

e) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de *Proust*, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3{,}00 \text{ g X}}{1{,}44 \text{ g Y}} = 2{,}083 \qquad \text{Operación 4} \rightarrow \frac{2{,}50 \text{ g X}}{0{,}40 \text{ g Y}} = 6{,}250$$

Se trata de compuestos diferentes.

La respuesta correcta es la **c**.

1.100. Indica en qué apartado hay menor número de átomos:
a) Dos moles de hidrógeno.
b) $6{,}023\cdot10^{23}$ átomos de hidrógeno.
c) 28 gramos de nitrógeno.
d) 67,2 L de neón en condiciones normales.
(Datos. Masa atómica: N = 14; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) El número de átomos contenidos en 2 moles de H_2 es:

$$2\ \text{mol}\ H_2\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2}\frac{\text{L átomos H}}{1\ \text{mol H}} = 4\text{L átomos H}$$

b) $6{,}023\cdot10^{23}$ átomos de H son **L átomos de H**.

c) El número de átomos contenidos en 28 g de N_2 es:

$$28\ \text{g}\ N_2\frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}\frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2}\frac{\text{L átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2\text{L átomos N}$$

d) El número de átomos contenidos en 67,2 L de Ne, medidos en condiciones normales, es:

$$67{,}2\ \text{L Ne}\frac{1\ \text{mol Ne}}{22{,}4\ \text{L Ne}}\frac{\text{L átomos Ne}}{1\ \text{mol Ne}} = 3\text{L átomos Ne}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.101. El número de átomos de 0,4 moles de oxígeno molecular diatómico es:
a) $2{,}409\cdot10^{23}$
b) $4{,}818\cdot10^{23}$
c) $6{,}023\cdot10^{23}$
d) $1{,}505\cdot10^{23}$
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de átomos contenidos en 0,4 moles de O_2 es:

$$0{,}4\ \text{mol}\ O_2\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}\frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 4{,}818\cdot10^{23}\ \text{átomos O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.102. Considerando las masas atómicas de H = 1, N = 14 y O = 16. ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor número de átomos de nitrógeno?
a) 50 g N_2O
b) 50 g NO_2
c) 50 g NH_3
d) 50 g N_2

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) El número de átomos de nitrógeno contenidos en 50 g de N_2O es:

$$50\ \text{g}\ N_2O\frac{1\ \text{mol}\ N_2O}{44\ \text{g}\ N_2O}\frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2O}\frac{\text{L átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2{,}27\text{L átomos N}$$

b) El número de átomos de nitrógeno contenidos en 50 g de NO_2 es:

$$50\ \text{g NO}_2\ \frac{1\ \text{mol NO}_2}{46\ \text{g NO}_2}\ \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NO}_2}\ \frac{\text{L átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 1{,}1\text{L átomos N}$$

c) El número de átomos de nitrógeno contenidos en 50 g de NH_3 es:

$$50\ \text{g NH}_3\ \frac{1\ \text{mol NH}_3}{17\ \text{g NH}_3}\ \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_3}\ \frac{\text{L átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2{,}9\text{L átomos N}$$

d) El número de átomos de nitrógeno contenidos en 50 g de N_2 es:

$$50\ \text{g N}_2\ \frac{1\ \text{mol N}_2}{28\ \text{g N}_2}\ \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol N}_2}\ \frac{\text{L átomos N}}{1\ \text{mol N}} = \mathbf{3{,}6L\ átomos\ N}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.103. ¿Qué masa de K contendría doble número de átomos que 2 g de C?
a) 13,0 g
b) 4,0 g
c) 6,5 g
d) 3,2 g
(Masas: C = 12; K = 39)

(O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008)

El número de átomos contenidos en 2 g de C es:

$$2\ \text{g C}\ \frac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}}\ \frac{\text{L átomos C}}{1\ \text{mol C}} = \frac{\text{L}}{6}\ \text{átomos C}$$

La masa de K correspondiente al doble del número de átomos calculados es:

$$2\frac{\text{L}}{6}\ \text{átomos K}\ \frac{1\ \text{mol K}}{\text{L átomos K}}\ \frac{39\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = \mathbf{13{,}0\ g\ K}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.104. Respecto de una molécula de oxígeno, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es VERDADERA?
a) Contiene dos átomos de oxígeno.
b) Contiene $2N_{AV}$ átomos de oxígeno (N_{AV} = Número de Avogadro).
c) Su masa es 32 g.
d) Su masa en gramos es $16/N_{AV}$ (N_{AV} = Número de Avogadro).

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) **Verdadera**. La molécula de oxígeno tiene por fórmula O_2, lo que quiere decir que está formada por 2 átomos.

b) Falso. $2N_{AV}$ es el contenido en átomos de oxígeno de un mol de moléculas de O_2:

$$1\ \text{mol O}_2\ \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_2}\ \frac{\text{N}_{\text{AV}}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 2\text{N}_{\text{AV}}\ \text{átomos O}$$

c) Falso. 32 g es la masa molar del O_2.

d) Falso. $16/N_{AV}$ es la masa en uma de un átomo de oxígeno:

$$\frac{16\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\ \frac{1\ \text{mol O}}{\text{N}_{\text{AV}}\ \text{átomos O}} = \frac{16\ \text{g O}}{\text{N}_{\text{AV}}\ \text{átomos O}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.105. El porcentaje del elemento X que existe en los compuestos de fórmulas AX, AXZ_2 es:
a) Igual en ambos compuestos.
b) Mayor en AXZ_2.
c) Mayor en AX.
d) Depende de qué elemento sea Z.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

El contenido de X en ambos compuestos es:

$$\% \text{ X} = \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol AX}} \frac{M_X \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \frac{1 \text{ mol AX}}{M_{AX} \text{ g AX}} 100 = \frac{M_X}{M_{AX}} 100$$

$$\% \text{ X} = \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol AXZ}_2} \frac{M_X \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \frac{1 \text{ mol AXZ}_2}{M_{AXZ_2} \text{ g AXZ}_2} 100 = \frac{M_X}{M_{AXZ_2}} 100$$

Al contener más átomos se cumple que:

$$M_{AXZ_2} > M_{AX} \quad \longrightarrow \quad \% \text{ X } (M_{AX}) > \% \text{ X } (M_{AXZ_2})$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.106. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es VERDADERA?
a) $KClO_2$: clorato potásico
b) Na_2SO_3 : sulfato sódico
c) FeS : sulfuro férrico
d) $Al(NO_3)_3$: nitrato de aluminio

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) Falso. $KClO_2$ es clorito de potasio.

b) Falso. Na_2SO_3 es sulfito de sodio.

c) Falso. FeS es sulfuro de hierro (II) o monosulfuro de hierro.

d) **Verdadero**. $Al(NO_3)_3$ es nitrato de aluminio.

La respuesta correcta es la **d**.

1.107. El nombre del compuesto de fórmula $Fe_3(PO_4)_2$ es:
a) Orfosfato ferroso
b) Fosfato férrico
c) Metafosfato ferroso
d) Fosfito ferroso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una oxisal de un ácido polihidratado (H_3PO_4) que es el ácido ortofosfórico o simplemente fosfórico. Su nombre es **fosfato de hierro (II)**. No es conveniente utilizar el nombre obsoleto para las sales terminado en oso o ico que ya no aparece en los catálogos ni en las recomendaciones de la IUPAC.

La respuesta correcta es la **a**.

1.108. El nombre correspondiente al compuesto de fórmula $Hg(HSO_3)_2$ es:
a) Hidrógenosulfato mercúrico
b) Hidrógenosulfito mercúrico
c) Sulfato ácido mercurioso
d) Hidrógenosulfito mercurioso

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Se trata de una sal ácida del ácido sulfuroso (H_2SO_3). Su nombre es **hidrógenosulfito de mercurio (II) o sulfito ácido de mercurio (II)**. No es conveniente utilizar el nombre obsoleto para las sales terminado en oso o ico que ya no aparece en los catálogos ni en las recomendaciones de la IUPAC.

La respuesta correcta es la **b**.

1.109. Calcula cuánto aumentará la masa de 3,5 g de Na_2SO_4 si se convierte completamente en $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$.
a) 1,06 g
b) 1,96 g
c) 4,44 g
d) 0,39 g
e) 0,79 g
(Masas atómicas relativas: Na = 23; S = 32; O = 16)
(O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando sustancia anhidra y sustancia hidratada:

$$3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4 \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{142\ \text{g}\ Na_2SO_4} \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 0{,}0246\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$$

$$0{,}0246\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O \frac{322\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O} = 7{,}94\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$$

El aumento de masa es:

$$7{,}94\ \text{g}\ Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O - 3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4 = \mathbf{4{,}44\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.110. La fórmula HIO corresponde a:
a) Ioduro de hidrógeno
b) Hidróxido de yodo
c) Ácido hipoiodoso
d) No se corresponde a ningún compuesto conocido (hasta ahora).
(O.Q.L. Murcia 2008)

La fórmula HIO corresponde a un oxoácido, el **ácido hipoiodoso**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.111. La fórmula empírica de un grupo de compuestos es $(CHCl)_n$. El lindano, potente insecticida, pertenece a este grupo. El peso molecular del lindano es 291 g. ¿Cuántos átomos de carbono existen en la molécula de lindano?
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8
(Masas: C = 12; H =1; Cl = 35,5)
(O.Q.L. Murcia 2008)

La masa molar de la fórmula más sencilla es:

$$M_{\text{sencilla}} = 12 + 1 + 35{,}5 = 48{,}5\ \text{g}$$

Relacionando la masa molar de la fórmula molecular y la masa molar de la fórmula más sencilla se obtiene el valor de n y con ello la fórmula molecular o verdadera:

$$n = \frac{291\text{ g}}{48{,}5\text{ g}} = \mathbf{6}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.112. La fórmula empírica de un compuesto que contiene un 50% en peso de azufre y un 50% en peso de oxígeno será:
a) SO_3
b) SO_2
c) SO
d) S_2O
(Masas atómicas: O = 16; S = 32)

(O.Q.L. Murcia 2008)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos átomos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{50\text{ g O}}{50\text{ g S}}\,\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}\,\frac{32\text{ g S}}{1\text{ mol S}} = \mathbf{2}\,\frac{\textbf{mol O}}{\textbf{mol S}} \quad \rightarrow \quad \textbf{fórmula empírica}: \mathbf{SO_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.113. En la sal de magnesio hidratada, $MgSO_4{\cdot}x\ H_2O$*, el porcentaje de agua de cristalización es 51,16%. ¿Cuál es el valor de x?*
a) 2
b) 3
c) 4
d) 7
(Masas atómicas: Mg = 24,3; O = 16; S = 32; H = 1)

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $MgSO_4$ es:

$$\frac{51{,}16\text{ g H}_2\text{O}}{(100-51{,}16)\text{ g MgSO}_4}\,\frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{ g H}_2\text{O}}\,\frac{120{,}3\text{ MgSO}_4}{1\text{ mol MgSO}_4} = \mathbf{7}\,\frac{\textbf{mol H}_2\textbf{O}}{\textbf{mol MgSO}_4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.114. Las fórmulas correctas del dicromato potásico, tiosulfato sódico y dihidrógenofosfato de calcio son, respectivamente.
a) KCr_2O_7 / $Na_2S_2O_3$ / CaH_2PO_4
b) $K_2Cr_2O_7$ / $Na_2S_2O_3$ / $Ca(H_2PO_4)_2$
c) $K_2Cr_2O_7$ / NaS_2O_3 / $Ca(H_2PO_4)_2$
d) $K_2Cr_2O_7$ / NaS_2O_3 / $CaHPO_4$

(O.Q.L. Madrid 2008)

Las fórmulas de los compuestos son:

dicromato de potasio → $\mathbf{K_2Cr_2O_7}$
tiosulfato de sodio → $\mathbf{Na_2S_2O_3}$
dihidrógenofosfato de calcio → $\mathbf{Ca(H_2PO_4)_2}$

La respuesta correcta es la **b**.

1.115. El magnesio y el nitrógeno reaccionan para formar nitruro de magnesio. ¿Cuántas moléculas de nitrógeno reaccionarán con 3,6 moles de magnesio?
a) 1,2 N_A
b) 1,8 N_A
c) 7,2 N_A
d) 3,6 N_A

(O.Q.L. Asturias 2008)

La fórmula de nitruro de magnesio es Mg_3N_2, por tanto relacionando Mg con N_2 se tiene:

$$3{,}6 \text{ mol Mg} \frac{2 \text{ mol N}}{3 \text{ mol Mg}} \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol N}} \frac{N_A \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = \mathbf{1{,}2\ N_A \text{ moléculas } N_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.116. Indica cuál de las siguientes afirmaciones son correctas o no:
i) En un litro de etano hay el mismo número de moléculas que en un litro de etino (volúmenes medidos en las mismas condiciones).
ii) En 1 g de metilbutano hay el mismo número de moléculas que en 1 g de dimetilpropano, y ocupan el mismo volumen en condiciones normales.
a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.
(Masas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. Ambos compuestos son gaseosos y, por tanto, en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen idéntico volumen molar. Como de ambos compuestos se tiene el mismo volumen, habrá el mismo número de moles y moléculas.

ii) Correcto. Tanto el metilbutano o como el dimetilpropano son isómeros gaseosos con la misma fórmula molecular, C_5H_{12}. Si de ambos se tiene la misma masa, el número de moles, moléculas y el volumen (c.n.) que ocupan será idéntico.

La respuesta correcta es la **a**.

1.117. Indica cuál de las siguientes afirmaciones son correctas o no:
i) 16 g de CH_4 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 L.
ii) En 32 g de O_2 hay $6{,}023\cdot10^{23}$ átomos de oxígeno.
a) Las dos son correctas.
b) Las dos no son correctas.
c) La primera es correcta y la segunda no.
d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. El volumen (c.n.) ocupado por 16 g de CH_4 es:

$$16 \text{ g } CH_4 \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \frac{22{,}4 \text{ L } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 22{,}4 \text{ L } CH_4$$

ii) Incorrecto. El número de átomos de oxígeno contenidos en 32 g de O_2 es:

$$32 \text{ g } O_2 \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } O_2} \frac{6{,}023\cdot10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 1{,}02\cdot10^{24} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.118. El hierro forma dos cloruros, uno con un 44,20% de Fe y otro con un 34,43%. Determina la fórmula empírica de ambos.
a) $FeCl_2$ y Fe_2Cl_3
b) $FeCl_2$ y $FeCl_3$
c) $FeCl$ y $FeCl_3$
d) $FeCl_2$ y $FeCl_5$
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Fe = 55,9)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos átomos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{(100-44{,}20)\text{ g Cl}}{44{,}20\text{ g Fe}}\,\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\,\frac{55{,}9\text{ g Fe}}{1\text{ mol Fe}}=2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}}\longrightarrow \mathbf{FeCl_2}$$

$$\frac{(100-34{,}43)\text{ g Cl}}{34{,}43\text{ g Fe}}\,\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\,\frac{55{,}9\text{ g Fe}}{1\text{ mol Fe}}=3\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}}\longrightarrow \mathbf{FeCl_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.119. ¿En cuál de los siguientes casos hay mayor número de moléculas?
a) 9 g de agua líquida
b) 10 gramos de arena (dióxido de silicio)
c) 10 mL de metanol (densidad 0,79 $g·cm^{-3}$)
d) 10 L de dióxido de carbono medidos a 700 mmHg y 20°C
(Datos. Masas atómicas: H = 1; O = 16; Si = 28; C = 12. Constante R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$; L = $6{,}022·10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Verdadero. El número de moléculas contenidas en 9 g de H_2O es:

$$9\text{ g }H_2O\,\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\,\frac{6{,}022·10^{23}\text{ moléculas }H_2O}{1\text{ mol }H_2O}=\mathbf{3{,}0·10^{23}\ moléculas\ H_2O}$$

b) Falso. El número de moléculas contenidas en 10 g de SiO_2 es:

$$10\text{ g }SiO_2\,\frac{1\text{ mol }SiO_2}{60\text{ g }SiO_2}\,\frac{6{,}022·10^{23}\text{ moléculas }SiO_2}{1\text{ mol }SiO_2}=1{,}0·10^{23}\text{ moléculas }SiO_2$$

c) Falso. El número de moléculas contenidas en 10 mL de CH_3OH es:

$$10\text{ mL }CH_3OH\,\frac{0{,}79\text{ g }CH_3OH}{1\text{ mL }CH_3OH}\,\frac{1\text{ mol }CH_3OH}{32\text{ g }CH_3OH}=0{,}25\text{ mol }CH_3OH$$

$$0{,}25\text{ mol }CH_3OH\,\frac{6{,}022·10^{23}\text{ moléculas }CH_3OH}{1\text{ mol }CH_3OH}=1{,}5·10^{23}\text{ moléculas }CH_3OH$$

d) Falso. El número de moléculas contenidas en 10 L de CO_2, medidos a 700 mmHg y 20°C, es:

$$n=\frac{700\text{ mmHg}\cdot 10\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\,(20+273)\text{ K}}\,\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}=0{,}38\text{ mol }CO_2$$

$$0{,}38\text{ mol }CO_2\,\frac{6{,}022·10^{23}\text{ moléculas }CO_2}{1\text{ mol }CO_2}=2{,}3·10^{23}\text{ moléculas }CO_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.120. Indica en qué apartados hay mayor número de átomos:
a) Un mol de nitrógeno
b) 48 gramos de oxígeno
c) 89,6 L de helio en condiciones normales
d) 0,5 mol de $CaCl_2$
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. El número de átomos contenidos en 1 mol de N_2 es:

$$1\ \text{mol}\ N_2 \frac{2\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ N_2}\frac{L\ \text{átomos N}}{1\ \text{mol N}} = 2L\ \text{átomos N}$$

b) Falso. El número de átomos contenidos en 48 g de O_2 es:

$$48\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}\frac{L\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 3L\ \text{átomos O}$$

c) Verdadero. El número de átomos contenidos en 89,6 L de He, medidos en condiciones normales, es:

$$89{,}6\ \text{L He}\frac{1\ \text{mol He}}{22{,}4\ \text{L He}}\frac{L\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = \mathbf{4L\ átomos\ He}$$

d) Falso. El número de átomos contenidos en 0,5 mol de $CaCl_2$ es:

$$0{,}5\ \text{mol}\ CaCl_2 \frac{3\ \text{mol átomo Ca y Cl}}{1\ \text{mol}\ CaCl_2}\frac{L\ \text{átomos Ca yCl}}{1\ \text{mol Ca y Cl}} = 1{,}5L\ \text{átomos Ca y Cl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.121. Si en la combustión de carbono con oxígeno se produce dióxido de carbono, por cada 0,5 moles de carbono consumido:
a) Se necesita 1 mol de oxígeno molecular diatómico
b) Se produce 1 mol de dióxido de carbono
c) Se necesitan 0,5 moles de oxígeno molecular diatómico
d) Se producen 0,25 moles de dióxido de carbono

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fórmula del dióxido de carbono es CO_2, por tanto relacionando C con O_2 se tiene:

$$0{,}5\ \text{mol C}\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol C}} = \mathbf{0{,}5\ mol\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.122. El magnesio reacciona con el oxígeno molecular diatómico dando monóxido de magnesio. Si se tienen 0,5 moles de Mg, ¿cuánto oxígeno molecular se necesita?
a) 1 mol de oxígeno molecular diatómico
b) 16 g de oxígeno
c) 8 g de oxígeno
d) 0,5 moles de oxígeno molecular diatómico
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fórmula del monóxido de magnesio es MgO, por tanto relacionando Mg con O_2 se tiene:

$$0{,}5\ \text{mol Mg}\,\frac{1\ \text{mol O}}{1\ \text{mol Mg}}\,\frac{1\ \text{mol }O_2}{2\ \text{mol O}}\,\frac{32\ \text{g }O_2}{1\ \text{mol }O_2} = \mathbf{8\ g\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.123. Indica la afirmación que te parece correcta:
a) La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las diferencias de volumen de los gases reales frente a los gases ideales.
b) Las reacciones químicas transcurren siempre mol a mol.
c) 100 g de un reactivo A siempre reaccionan con 100 g de un reactivo B, para formar 200 g de un producto C.
d) El rendimiento en una reacción química está comprendido entre 0% y 100%.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso. La estequiometría es la parte de la Química que estudia la medida de las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química.

b) Falso. La estequiometría en una reacción química puede ser cualquiera, no tiene necesariamente que ser mol a mol.

c) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa, eso sería cierto si la estequiometría de la reacción química fuera mol a mol.

d) **Verdadero**. Existen multitud de factores en una reacción química responsables de que el rendimiento de la misma pueda tener cualquier valor.

La respuesta correcta es la **d**.

1.124. Cuando se dice que el amoníaco está constituido por 82,35 g de nitrógeno y 17,65 g de hidrógeno se está comprobando:
a) La ley de conservación de la energía.
b) La ley de conservación de la materia.
c) La ley de las proporciones múltiples.
d) La ley de las proporciones definidas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas, cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de peso definida. En el caso del NH_3:

$$\frac{17{,}65\ \text{g H}}{82{,}35\ \text{g N}}\,\frac{1\ \text{mol H}}{1{,}0\ \text{g H}}\,\frac{14{,}0\ \text{g N}}{1\ \text{mol N}} = \frac{3\ \text{mol H}}{1\ \text{mol N}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.125. ¿Qué cantidad de magnesio se tiene que combinar con 10 g de cloro para formar el compuesto $MgCl_2$?
a) 10 g
b) 3,4 g
c) 5 g
d) 6,8 g

(Masas atómicas: Cl = 35,5; Mg = 24,3)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Relacionando la masa de cloro con la de magnesio:

$$10\text{ g Cl}\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}\frac{1\text{ mol Mg}}{2\text{ mol Cl}}\frac{24{,}3\text{ g Mg}}{1\text{ mol Mg}}=\mathbf{3{,}4\text{ g Mg}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.126. En un gramo de un óxido de cierto elemento metálico de masa atómica 54,93 hay 0,63 g de dicho elemento. ¿Cuál será la fórmula de dicho óxido?
a) XO
b) X_2O_3
c) XO_2
d) X_2O_7
(Masa atómica: O = 16)
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de oxígeno contenida en la muestra es:

1 g óxido metálico − 0,63 g X = 0,37 g oxígeno

Relacionando ambos elementos:

$$\frac{0{,}37\text{ g O}}{0{,}63\text{ g X}}\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}\frac{54{,}93\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=\frac{2\text{ mol O}}{1\text{ mol X}}\quad\rightarrow\quad\text{fórmula empírica: }\mathbf{XO_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.127. ¿Cuál es la fórmula del hidrógenocarbonato de aluminio?
a) $Al_3(CO_3)_2$
b) $Al_2(HCO_3)_3$
c) $Al(HCO_3)_3$
d) $Al_2(CO_3)_3$
(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Se trata de una sal ácida del ácido carbónico, $\mathbf{Al(HCO_3)_3}$.

La respuesta correcta es la **c**.

1.128. Dadas las siguientes cantidades de C_4H_{10}, ¿en cuál de ellas existen únicamente 14 átomos?
a) En 58 g de C_4H_{10}
b) En un mol de C_4H_{10} en condiciones normales
c) En 22,4 L de C_4H_{10} en condiciones normales
d) En $9{,}63·10^{-23}$ g de C_4H_{10}
(O.Q.L. La Rioja 2008)

a-b-c) Falso. Las tres cantidades corresponden a un mol de sustancia, y por ello contienen L, un número de Avogadro, $6{,}022·10^{23}$ moléculas de C_4H_{10}.

d) **Verdadero**. El número de átomos contenidos en esa muestra es:

$$9{,}63·10^{-23}\text{ g }C_4H_{10}\frac{1\text{ mol }C_4H_{10}}{58\text{ g }C_4H_{10}}\frac{L\text{ moléculas }C_4H_{10}}{1\text{ mol }C_4H_{10}}\frac{14\text{ átomos}}{1\text{ molécula }C_4H_{10}}=\mathbf{14\text{ átomos}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.129. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es CORRECTA?
a) $Fe(NO_3)_3$: nitrito de hierro (III)
b) $Cu(ClO)_2$: hipoclorito de cobre (II)
c) KCO_3 : carbonato potásico
d) $Al_2(SO_3)_3$: sulfato de aluminio
(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Incorrecto. $Fe(NO_3)_3$ es nitrato de hierro (III).

b) **Correcto**. $Cu(ClO)_2$ es hipoclorito de cobre (II).

c) Incorrecto. KCO_3 es una fórmula incorrecta que no puede corresponder a ninguna sustancia.

d) Incorrecto. $Al_2(SO_3)_3$ es sulfito de aluminio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.130. Dos compuestos formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno tendrán también en común:
a) El número de moléculas presentes en la misma masa.
b) Los enlaces que se forman entre dichos átomos.
c) La entalpía de combustión.
d) La reactividad.
(O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)

a) **Verdadero**. Si ambos compuestos están formados por los mismos átomos, tienen la misma fórmula molecular y, por tanto, la misma masa molar. Por este motivo, a una misma masa de sustancia le corresponde el mismo número de moles de sustancia y con ello de moléculas.

b) Falso. Aunque los átomos y su número sea el mismo, éstos pueden estar unidos de forma diferente.

c-d) Falso. Si los compuestos son diferentes sus entalpías de combustión y sus reacciones también lo serán.

La respuesta correcta es la **a**.

1.131. Sabiendo que el porcentaje de agua de cristalización en la sal $CoCl_2 \cdot x\ H_2O$ es 45,45%, ¿cuál es el valor de x?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
e) 6
(Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; Co = 58,9)
(O.Q.N. Ávila 2009)

La relación molar entre H_2O y $CoCl_2$ es:

$$\frac{45{,}45\ \text{g}\ H_2O}{(100-45{,}45)\ \text{g}\ CoCl_2}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{129{,}9\ CoCl_2}{1\ \text{mol}\ CoCl_2} = \mathbf{6}\ \frac{\textbf{mol}\ H_2O}{\textbf{mol}\ CoCl_2}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.132. Señale la proposición correcta:
a) La masa en gramos de un átomo del isótopo 12 del carbono es 12/6,023·10^{23}*.*
b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
c) Los gases ideales se caracterizan porque su volumen no cambia con la temperatura.
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol:

$$\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{6{,}023\cdot10^{23}\ \text{átomos C}} = \frac{12\ \text{g}}{6{,}023\cdot10^{23}\ \text{átomo C}}$$

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0°C.

c) Falso. Los gases ideales se comportan como ideales a presiones bajas y temperaturas altas.

La respuesta correcta es la **a**.

(Similar en parte a Barcelona 2001 y Madrid 2004 y 2007).

1.133. ¿Cuál es el porcentaje en masa del oxígeno en el MgO?
a) 20%
b) 40%
c) 50%
d) 60%
(Masas atómicas: O = 16; Mg = 24,3)

(O.Q.L. Murcia 2009)

El porcentaje en masa de O es:

$$\frac{1\ \text{mol O}}{1\ \text{mol MgO}}\ \frac{16\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}}\ \frac{1\ \text{mol MgO}}{40{,}3\ \text{g MgO}}100 = \mathbf{40\%\ O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.134. Determina la fórmula de un aldehído que por oxidación produce un ácido monocarboxílico que contiene 58,82% de carbono y 31,37% de oxígeno:
a) $CH_3-CH_2-CH_2-CO-CH_3$
b) $CHO-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$
c) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$
d) $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14)

(O.Q.L. Madrid 2009)

La sustancia a se descarta ya que se trata de una cetona que por oxidación no da un ácido monocarboxílico.

La sustancia b se descarta ya que se trata de un dialdehído que por oxidación da un ácido dicarboxílico.

Los compuestos c y d sí son aldehídos y los ácidos monocarboxílicos que se obtienen por oxidación son $CH_3-(CH_2)_3-COOH$ y $CH_3-(CH_2)_2-COOH$, respectivamente. El porcentaje de C en estos es:

$$\frac{5\ \text{mol C}}{1\ \text{mol c}}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\ \frac{1\ \text{mol c}}{102\ \text{g c}}100 = 58{,}82\%\text{C}$$

$$\frac{4\text{ mol C}}{1\text{ mol d}}\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\frac{1\text{ mol d}}{88\text{ g d}}100 = 54{,}55\%\text{C}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.135. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales, la cantidad fatal para una persona es aproximadamente1 mg de cianuro de potasio, KCN. ¿Qué dosis de las cuatro que se mencionan, puede causar un desenlace fatal por envenenamiento a una persona?
a) 0,001 mmoles
b) 125 microgramos
c) $2\cdot10^{-5}$ moles
d) 0,125 microgramos
(Datos: C = 12; N = 14; K = 39,1)
(O.Q.L. Madrid 2009)

Expresando todas las cantidades en las mismas unidades:

a) Falso.

$$0{,}001\text{ mmol KCN}\ \frac{65{,}1\text{ mg KCN}}{1\text{ mmol KCN}} = 0{,}0651\text{ mg KCN}$$

b) Falso.

$$125\ \mu\text{g KCN}\ \frac{1\text{ mg KCN}}{10^3\ \mu\text{g KCN}} = 0{,}125\text{ mg KCN}$$

c) **Verdadero**.

$$2\cdot10^{-5}\text{ mol KCN}\ \frac{65{,}1\text{ g KCN}}{1\text{ mol KCN}}\ \frac{10^3\text{ mg KCN}}{1\text{ g KCN}} = \mathbf{1{,}302\ mg\ KCN}$$

d) Falso.

$$0{,}125\ \mu\text{g KCN}\ \frac{1\text{ mg KCN}}{10^3\ \mu\text{g KCN}} = 1{,}25\cdot10^{-4}\text{ mg KCN}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.136. Las fórmulas correctas del permanganato de potasio, borato sódico e hidrógenoarsenito sódico son, respectivamente:
a) $KMnO_4$ Na_3BO_3 Na_2HAsO_3
b) K_2MnO_4 Na_3BO_3 $Na(HAsO_3)_2$
c) K_2MnO_4 $NaBO_2$ $NaHAsO_3$
d) $KMnO_4$ $NaBO_2$ Na_2HAsO_3
(O.Q.L. Madrid 2009)

Las fórmulas de los compuestos propuestos son:

- **permanganato de potasio** → $\mathbf{KMnO_4}$
- **borato de sodio** → $\mathbf{Na_3BO_3}$
- **hidrógenoarsenito de sodio** → $\mathbf{Na_2HAsO_3}$

La respuesta correcta es la **a**.

1.137. El nitrógeno tiene de masa igual a 14,0. Determina cuántas moléculas existen en 7 g de nitrógeno molecular.
a) $1{,}505\cdot10^{23}$
b) $3{,}011\cdot10^{23}$
c) $6{,}022\cdot10^{23}$
d) $0{,}860\cdot10^{23}$
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de moléculas de N_2 que integran una muestra de 7 g de N_2 es:

$$7\ \text{g}\ N_2\ \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = \mathbf{1{,}505\cdot10^{23}\ moléculas\ N_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.138. ¿Qué contiene más átomos de oxígeno?
a) 0,5 mol H_2O
b) 23 g·NO_2
c) 1 L de gas ozono, O_3, medido a 700 mmHg y 25°C
d) El $KMnO_4$ que hay en 1 L de disolución 0,1 M
(Datos. Masas: H = 1; O = 16; N = 14, Mn = 55; constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; constante de Avogadro, L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})
(O.Q.L. Castilla y León 2009)

a) Falso. El número de átomos de O contenidos en 0,5 mol H_2O es:

$$\text{a) Falso. } 0{,}5\ \text{mol}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 3{,}011\cdot10^{23}\ \text{átomos O}$$

b) **Verdadero**. El número de átomos de O contenidos en 23 g NO_2 es:

$$23\ \text{g}\ NO_2\ \frac{1\ \text{mol}\ NO_2}{46\ \text{g}\ NO_2}\ \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ NO_2}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = \mathbf{6{,}022\cdot10^{23}\ átomos\ O}$$

c) Falso. El número de átomos de O contenidos en 1 L O_3 medido a 700 mmHg y 25°C, considerando comportamiento ideal es:

$$n = \frac{700\ \text{mmHg}\cdot 1\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}038\ \text{mol}\ O_3$$

$$0{,}038\ \text{mol}\ O_3\ \frac{3\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_3}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 6{,}81\cdot10^{22}\ \text{átomos O}$$

d) Falso. El número de átomos de O contenidos en 1 L de disolución de $KMnO_4$ 0,1 M es:

$$1\ \text{L}\ KMnO_4\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol}\ KMnO_4}{1\ \text{L}\ KMnO_4\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}1\ \text{mol}\ KMnO_4$$

$$0{,}1\ \text{mol}\ KMnO_4\ \frac{4\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ KMnO_4}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 2{,}4\cdot10^{23}\ \text{átomos O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.139. El dióxido de carbono, CO_2, posee, independientemente de su procedencia, 27,3 g de carbono por 72,7 g de oxígeno, lo que constituye una prueba de la ley de:
a) La conservación de la energía
b) Las proporciones definidas
c) La conservación de la materia
d) Las proporciones múltiples

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La ley de las proporciones definidas o constantes de *Proust* dice que:

> *"Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una proporción de peso definida".*

La respuesta correcta es la **b**.

1.140. Indicar cuál de las siguientes fórmulas NO corresponde con el nombre:
a) $KClO_4$: clorato potásico
b) Ag_2SO_3: sulfito de plata
c) $Ca(NO_2)_2$: nitrito de calcio
d) Na_2CO_3: carbonato sódico

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

a) **Incorrecto**. $KClO_4$ es perclorato de potasio.

b) Correcto. Ag_2SO_3 es sulfito de plata.

c) Correcto. $Ca(NO_2)_2$ es nitrito de calcio.

d) Correcto. Na_2CO_3 es carbonato de sodio.

La respuesta correcta es la **a**.

1.141. El análisis de un líquido volátil es 54,5% de carbono; 9,1% de hidrógeno y 36,4% de oxígeno. ¿Cuál será su fórmula empírica?
a) C_3H_4O
b) C_2H_4O
c) C_3H_2O
d) C_4H_4O
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} 54{,}5\text{ g C}\dfrac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}} = 4{,}54\text{ mol C} \\ 9{,}1\text{ g H}\dfrac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}} = 9{,}1\text{ mol H} \\ 36{,}4\text{ g O}\dfrac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} = 2{,}28\text{ mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{4{,}54\text{ mol C}}{2{,}28\text{ mol O}} = \dfrac{2\text{ mol C}}{1\text{ mol O}} \\ \dfrac{9{,}1\text{ mol H}}{2{,}28\text{ mol O}} = \dfrac{4\text{ mol H}}{1\text{ mol O}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{C_2H_4O}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.142. El óxido de titanio (IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1,598 g de TiO_2 el peso de oxígeno se reduce en 0,16 g. ¿Cuál es la fórmula del producto final?
a) TiO_3
b) Ti_2O_3
c) TiO
d) Ti_2O_5
(Masas atómicas: Ti = 47,9; O = 16)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La cantidad de cada uno de los elementos contenida en la muestra es:

$$1{,}598 \text{ g TiO}_2 \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{81{,}9 \text{ g TiO}_2} \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiO}_2} = 0{,}0195 \text{ mol Ti}$$

$$1{,}598 \text{ g TiO}_2 \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{81{,}9 \text{ g TiO}_2} \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol TiO}_2} \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0{,}624 \text{ g O}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra después de la reducción con H_2 es:

$$0{,}624 \text{ g O (inicial)} - 0{,}16 \text{ g O (pérdidos)} = 0{,}464 \text{ g O (final)}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\frac{0{,}464 \text{ g O}}{0{,}0195 \text{ mol Ti}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Ti}} \quad \rightarrow \quad \textbf{fórmula: } \mathbf{Ti_2O_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.143. Decir si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) Un ion -3 pesa más que el átomo del que procede.
b) La masa de un mol de H_2O es la masa de una molécula de agua.
c) En un mol de NaCl hay $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos.
a) a-falsa, b-falsa, c-falsa
b) a-verdadera, b-falsa, c- verdadera
c) a-verdadera, b-falsa, c-falsa
d) a-falsa, b-falsa, c- verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

a) Falso. El aumento de masa que sufre un átomo al convertirse en un anión es despreciable, ya que la masa de un electrón es 1837 veces menor que de un protón.

b) Falso. La masa de un mol de H_2O es $6{,}022 \cdot 10^{23}$ veces superior a la de una molécula de agua.

c) Falso. En un mol de NaCl hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ unidades fórmula NaCl pero como cada una de ellas contiene dos iones el número de partículas que contiene un mol es el doble del número de *Avogadro*.

La respuesta correcta es la **a**.

1.144. Dadas las siguientes especies:

i) agua destilada ii) diamante iii) gasolina iv) vino

Indicar las que son sustancias puras y no mezclas.
a) agua destilada, gasolina
b) agua destilada, vino
c) diamante, vino
d) diamante, agua destilada

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

i) El agua destilada es un compuesto formado por moléculas de H_2O.

ii) El diamante es una de las formas alotrópicas del elemento carbono, C.

iii) La gasolina es una mezcla formada principalmente por hidrocarburos que se obtiene por el fraccionamiento del petróleo.

iv) El vino es una mezcla hidroetanólica que se obtiene por la fermentación de los azúcares de la uva.

La respuesta correcta es la **d**.

1.145. La penicilina es un antibiótico que contiene un 9,58% en masa de azufre. ¿Cuál puede ser la masa molar de la penicilina?
a) 256 g·mol^{-1}
b) 334 g·mol^{-1}
c) 390 g·mol^{-1}
d) 743 g·mol^{-1}

(O.Q.L. C. Valenciana 2009)

Suponiendo que la penicilina (Pen) contiene 1 mol de S por mol de sustancia, se puede plantear que:

$$\frac{1\text{ mol S}}{\text{mol Pen}}\,\frac{32\text{ g S}}{1\text{ mol S}}\,\frac{1\text{ mol Pen}}{\text{M g Pen}}=\frac{9{,}58\text{ g S}}{100\text{ g Pen}}\quad\longrightarrow\quad \text{M} = \mathbf{334\ g{\cdot}mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.146. ¿Cuántos neutrones hay en un mol de $^{238}_{92}U$?
a) 1,6·10^{25}
b) 1,43·10^{26}
c) 5,5·10^{25}
d) 8,8·10^{25}
e) 2,0·10^{26}
(Dato. N_A = 6,022·10^{23} mol^{-1})

(O.Q.N. Sevilla 2010)

El número de neutrones que hay en un núcleo de la especie dada es, (238 – 92) = 146.

De acuerdo con el concepto de mol, el número de neutrones en un mol es:

$$1\text{ mol }^{238}_{92}\text{U}\,\frac{6{,}023{\cdot}10^{23}\text{ átomos }^{238}_{92}\text{U}}{1\text{ mol }^{238}_{92}\text{U}}\,\frac{146\text{ neutrones}}{1\text{ átomo }^{238}_{92}\text{U}}=\mathbf{8{,}8{\cdot}10^{25}\,neutrones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.147. El carbono se combina con el oxígeno para formar CO_2 en la proporción en masa 3:8 y, por tanto:
a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno.
b) Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 39 g de CO_2.
c) Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 33 g de CO_2.
d) El oxígeno es un gas y no se puede pesar.

(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso.

$$\frac{48\text{ g O}}{12\text{ g C}} = \frac{4\text{ g O}}{1\text{ g C}} \neq \frac{8\text{ g O}}{3\text{ g C}}$$

Las cantidades dadas no cumplen la relación másica.

b) Falso.

$$\frac{30\text{ g O}}{9\text{ g C}} = \frac{10\text{ g O}}{3\text{ g C}} > \frac{8\text{ g O}}{3\text{ g C}}$$

La relación másica determina que sobra O y que el C es el reactivo limitante, lo que impide que se formen 39 g de CO_2 y que no sobre nada.

c) **Verdadero**. La masa de CO_2 que se forma es:

$$9\text{ g C}\frac{(3+8)\text{ g CO}_2}{3\text{ g C}} = 33\text{ g CO}_2$$

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **c**.

1.148. ¿Cuántas moléculas hay en 3 L de metano medidos en condiciones normales?
a) 7,46
b) $8{,}07\cdot10^{22}$
c) $4{,}49\cdot10^{23}$
e) $1{,}81\cdot10^{24}$
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Baleares 2010)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas es:

$$3\text{ L}\frac{1\text{ mol}}{22{,}4\text{ L}}\,\frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas}}{1\text{ mol}} = \mathbf{8{,}07\cdot10^{22}\ moléculas}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.149. En un recipiente existe un compuesto puro. Realizado un análisis se encuentra 1,80 moles de carbono; $2{,}892\cdot10^{24}$ átomos de hidrógeno y 9,6 g de oxígeno. El compuesto es:
a) H_2CO_3
b) C_3H_8O
c) $C_2H_4O_2$
d) C_3H_7O
(Datos. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Asturias 2010)

El número de moles de átomos de hidrógeno es:

$$2{,}89\cdot10^{24}\ \text{átomos H}\ \frac{1\ \text{mol H}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos H}} = 4{,}80\ \text{mol H}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{r} 1{,}80\ \text{mol C} \\ 4{,}80\ \text{mol H} \\ 9{,}6\ \text{g O}\ \dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 0{,}60\ \text{mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{1{,}80\ \text{mol C}}{0{,}60\ \text{mol O}} = 3\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \dfrac{4{,}80\ \text{mol H}}{0{,}60\ \text{mol O}} = 8\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es $\mathbf{C_3H_8O}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.150. Considera muestras de 1 g de las siguientes sustancias, ¿cuál de ellas contiene el mayor número de moléculas?
a) $CHCl_3$
b) CS_2
c) $COCl_2$
d) $C_2H_2F_2$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5; F = 19; S = 32)
(O.Q.L. La Rioja 2010)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

sustancia	M / $g\cdot mol^{-1}$
$CHCl_3$	119,5
CS_2	76
$COCl_2$	99
$\mathbf{C_2H_2F_2}$	**64**

La respuesta correcta es la **d**.

(Similar a la cuestión propuesta en Navacerrada 1996).

1.151. La fórmula HBrO corresponde a:
a) Hidróxido de bromo
b) Bromuro de hidrógeno
c) Ácido hipobromoso
d) No se corresponde a ningún compuesto conocido hasta la fecha.
(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Se trata de un oxoácido, el **ácido hipobromoso**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.152. Indica cuál de las siguientes fórmulas NO corresponde con el nombre:
a) Li_2SO_4: sulfato de litio
b) NH_4ClO_4: perclorato de amonio
c) $AgNO_3$: nitrito de plata
d) K_2CO_3: carbonato potásico
(O.Q.L. La Rioja 2010)

a) Correcto. Li_2SO_4 es sulfato de litio.

b) Correcto. NH_4ClO_4 es perclorato de amonio.

c) **Incorrecto**. $AgNO_3$ no es nitrito de plata.

d) Correcto. K_2CO_3 es carbonato de potasio.

La respuesta correcta es la **c**.

1.153. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) Un mol de cualquier compuesto ocupa un volumen de 22,4 L.
b) El número de Avogadro indica el número de átomos que hay en una molécula.
c) El número de electrones de un átomo depende del valor de la masa atómica.
d) El número de electrones de un átomo es el valor del número atómico.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) Falso. La afirmación es solo para gases en condiciones normales.

b) Falso. El número de *Avogadro* indica el número de partículas que integran un mol de sustancia.

c) Falso. La propuesta es absurda.

d) **Verdadero**. Sería más correcto decir que el número de electrones de un átomo coincide con el valor del número atómico de un átomo neutro.

La respuesta correcta es la **d**.

1.154. Para un mismo compuesto, ¿cuál de las siguientes proposiciones es cierta?
a) Todas las muestras del compuesto tienen la misma composición.
b) Su composición depende del método de preparación.
c) El compuesto puede tener composición no variable.
d) La composición del compuesto depende del estado físico.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de *Proust*, un compuesto se caracteriza por tener una composición química fija.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.155. Si 3,6 g de carbono se combinan con 0,8 g de hidrógeno para formar un compuesto, la fórmula molecular de éste será:
a) C_3H_8
b) C_3H_6
c) C_3H_{16}
d) Para hallarla haría falta el peso molecular del compuesto.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{0{,}8\ \text{g H}}{3{,}6\ \text{g C}}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\ \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} = \frac{8\ \text{mol H}}{3\ \text{mol C}} \longrightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_3H_8}$$

Habitualmente, para determinar la fórmula molecular se necesita el peso molecular del compuesto. En este caso, se trata de un hidrocarburo saturado, C_nH_{2n+2}, cuya fórmula no puede simplificarse, por tanto coinciden las fórmulas empírica y molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

1.156. Si el compuesto MCl_2 contiene el 56,34% de cloro, ¿cuál será la masa atómica de M?
a) 54,94 g
b) 43,66 g
c) 71,83 g
d) 112,68
(Masa atómica: Cl = 35,45)
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

A partir de la estequiometría del MCl_2 se puede obtener la masa atómica del elemento M:

$$100\ \text{g MCl}_2\ \frac{1\ \text{mol MCl}_2}{(x+2\cdot 35{,}45)\ \text{g MCl}_2}\ \frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol MCl}_2}\ \frac{35{,}45\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}} = 56{,}34\ \text{g Cl}$$

Se obtiene, x = $\mathbf{54{,}94\ g{\cdot}mol^{-1}}$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.157. El flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son dos elementos del grupo de los halógenos, gases en condiciones normales, con números atómicos 9 y 17, respectivamente. Elija la única afirmación correcta:
a) Tendrán distinto número de electrones en la capa de valencia.
b) En las moléculas diatómicas los dos átomos están unidos por enlace iónico.
c) El número de átomos en un mol de F_2 será el mismo que en un mol de Cl_2.
d) La masa molecular de un mol de flúor será la misma que la de un mol de cloro.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) Falso. Los elementos de un grupo tienen idéntica estructura electrónica externa, para los halógenos es $ns^2\ np^5$ por lo que tienen 7 electrones de valencia.

b) Falso. Las moléculas formadas por un único elemento presentan enlace covalente.

c) **Verdadero**. Al tratarse de moléculas diatómicas, ambas poseen dos moles de átomos.

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la **c**.

1.158. Una muestra de sulfato de hierro (II) hidratada, $FeSO_4{\cdot}x\ H_2O$, de masa 4,5 g se calienta hasta eliminar todo el agua quedando un residuo seco de 2,46 g. ¿Cuál será el valor de x?
a) 5
b) 6
c) 7
d) 8
(Masas atómicas: Fe = 55,85; O = 16; S = 32,01; H = 1)
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación molar entre H_2O y $FeSO_4$ es:

$$\frac{(4{,}5-2{,}46)\ \text{g H}_2\text{O}}{2{,}46\ \text{g FeSO}_4}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}}\ \frac{151{,}86\ \text{FeSO}_4}{1\ \text{mol FeSO}_4} = \mathbf{7}\ \frac{\mathbf{mol\ H_2O}}{\mathbf{mol\ FeSO_4}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.159. Que el peso equivalente del calcio es 20, significa que:
a) Los átomos de calcio pesan 20 g.
b) 20 g de calcio se combinan con 1 g de hidrógeno.
c) Un átomo de calcio pesa 20 veces más que uno de hidrógeno.
d) 20 g de hidrógeno se combinan con 1 g de calcio.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El concepto de peso equivalente emana de la ley de las proporciones recíprocas de *Richter* que dice que:

"las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de éstos".

Por tanto, si el peso equivalente de calcio es 20 g, quiere decir que 1 g de hidrógeno se combina con 20 g de calcio.

La respuesta correcta es la **b**.

1.160. Una muestra de 100 mg de un compuesto constituido solamente por C, H y O dio, al analizarla por combustión, 149 y 45,5 mg de CO_2 y H_2O, respectivamente. La fórmula empírica de este compuesto corresponde a:
a) $C_2H_3O_2$
b) $C_3H_3O_2$
c) $C_2H_4O_2$
d) $C_3H_4O_2$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El número de mmoles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X:

$$149 \text{ mg } CO_2 \frac{1 \text{ mmol } CO_2}{44 \text{ mg } CO_2} \frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol } CO_2} = 3{,}39 \text{ mmol C}$$

$$45{,}5 \text{ mg } H_2O \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{18 \text{ mg } H_2O} \frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol } H_2O} = 5{,}06 \text{ mmol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$149 \text{ mg X} - 3{,}39 \text{ mmol C} \frac{12 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}} - 5{,}06 \text{ mmol H} \frac{1 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}} = 103{,}3 \text{ mg O}$$

$$103{,}3 \text{ mg O} \frac{1 \text{ mmol O}}{16 \text{ mg O}} = 6{,}46 \text{ mmol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{5{,}06 \text{ mol H}}{3{,}39 \text{ mol C}} = \dfrac{3 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \\[2ex] \dfrac{6{,}46 \text{ mol O}}{3{,}39 \text{ mol C}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol C}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_2H_3O_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.161. Cuando una muestra de magnesio que pesa 1,58 g arde en oxígeno, se forman 2,62 g de óxido de magnesio. La composición centesimal de éste será:
a) 1,58% de magnesio y 2,62% de oxígeno.
b) 60,3% de magnesio y 39,7% de oxígeno.
c) 77,9% de magnesio y 22,1% de oxígeno.
d) 1,58% de magnesio y 1,04% de oxígeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La composición centesimal del óxido de magnesio es:

$$\frac{1{,}58\ \text{g Mg}}{2{,}62\ \text{g óxido}}\ 100 = 60{,}3\%\ \text{Mg}$$

$$\frac{(2{,}62\ \text{g óxido} - 1{,}58\ \text{g Mg})\ \text{g O}}{2{,}62\ \text{g óxido}}\ 100 = 39{,}7\%\ \text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.162. El bromuro de potasio tiene una composición centesimal de 67,2% de bromo y 32,8% de potasio. Si se prepara uan reacción entre 18,3 g de bromo y 12,8 g de potasio, qué cantidad de potasio quedará sin reaccionar:
a) Ninguna
b) 12,8 g
c) 3,9 g
d) 13,7 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Relacionando bromo y potasio:

$$18{,}3\ \text{g Br}\ \frac{32{,}8\ \text{g K}}{67{,}2\ \text{g Br}} = 8{,}9\ \text{g K}$$

12,8 g K (inicial) − 8,9 g K (reaccionado) = **3,9 g K (exceso)**

La respuesta correcta es la **c**.

1.163. ¿Cuántos moles de azufre hay en una muestra que contiene $7{,}652\cdot10^{22}$ átomos de S?
a) 0,0238 mol
b) 0,127 mol
c) 0,349 mol
d) 0,045 mol
(Dato. L = $6{,}022\cdot10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El número de moles de átomos de la muestra es:

$$7{,}65\cdot10^{22}\ \text{átomos S}\ \frac{1\ \text{mol S}}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos S}} = 0{,}127\ \text{mol S}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.164. Para la reacción siguiente:

$$3\ Fe\ (s) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_3O_4\ (s)$$

¿Cuántas moléculas de O_2 (g) son necesarias para reaccionar con 27,9 moles de Fe (s)?

a) $5{,}5986 \cdot 10^{24}$
b) $1{,}1197 \cdot 10^{25}$
c) $3{,}3592 \cdot 10^{25}$
d) $2{,}5224 \cdot 10^{25}$
e) $1{,}6596 \cdot 10^{25}$
(Dato. L = $6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

Relacionando moles de Fe con O_2:

$$27{,}9\ \text{mol Fe}\ \frac{2\ \text{mol O}_2}{3\ \text{mol Fe}}\ \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{moléculas O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \mathbf{1{,}12 \cdot 10^{25}\ moléculas\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.165. ¿Cuántos moles de iones en total se producen cuando se disuelven agua 0,1 moles de $Fe_2(SO_4)_3$?

a) 0,14
b) 1,4
c) 0,5
d) 0,1
e) 0,12

(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

La ecuación química correrspondiente a disociación iónica del $Fe_2(SO_4)_3$ es:

$$Fe_2(SO_4)_3\ (aq) \longrightarrow 2\ Fe^{3+}\ (aq) + 3\ SO_4^{2-}\ (aq)$$

$$0{,}1\ \text{mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3\ \frac{5\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \mathbf{0{,}5\ mol\ iones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.164. Al quemar completamente 13,0 g de un hidrocarburo se forman 9,0 g de agua. ¿Cuál es la fórmula del hidrocaburo?

a) CH_4
b) C_2H_2
c) C_2H_4
d) C_3H_8
(Masas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. C. Valenciana 2010)

El hidrógeno contenido en el hidrocarburo se transforma en agua:

$$9{,}0\ \text{g H}_2\text{O}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 1{,}0\ \text{mol H}$$

El carbono contenido en el hidrocarburo se calcula por diferencia:

$$13{,}0\ \text{g hidrocarburo} - \left(1{,}0\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right) = 12{,}0\ \text{g C}$$

$$12{,}0\text{ g C}\frac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}} = 1{,}0\text{ mol C}$$

Relacionando los moles de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del hidrocarburo:

$$\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol H}} \longrightarrow \text{fórmula empírica: CH} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_2H_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.165. Un compuesto contiene un 85,7% en masa de carbono y un 14,3% en masa de hidrógeno. 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 110°C y 0,967 atm ocupan un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) CH_2
b) C_2H_4
c) C_3H_6
d) C_4H_8
e) C_6H_{12}
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.N. Valencia 2011)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

$$M = \frac{0{,}72\text{ g }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\,(110+273)\text{ K}}{0{,}967\text{ atm}\cdot 0{,}559\text{ L}} = 41{,}8\text{ g·mol}^{-1}$$

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{14{,}3\text{ g H}}{85{,}7\text{ g C}}\,\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\,\frac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}} = \frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: }(CH_2)_n$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{41{,}8\text{ g·mol}^{-1}}{14\text{ g·mol}^{-1}} = 3 \rightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_3H_6}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.166. En 30 g de un óxido MO_2 hay 4,0 g de oxígeno. Si la masa atómica del oxígeno es 16,00 u, la masa atómica del metal expresada en u es:
a) 32
b) 122
c) 208
d) 240

(O.Q.L. Asturias 2011)

A partir de la estequiometría del MO_2 se puede obtener la masa atómica del elemento M:

$$\frac{(30-4{,}0)\text{ g M}}{4{,}0\text{ g O}}\,\frac{1\text{ mol M}}{\text{x g M}}\,\frac{16\text{ g O}}{1\text{ mol O}} = \frac{1\text{ mol M}}{2\text{ mol O}} \longrightarrow \text{x} = \mathbf{208\text{ u·átomo}^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.167. En las mismas condiciones de presión y temperatura, 600 mL de cloro gas se mezclan con 200 mL de vapor de yodo reaccionando completamente originándose 400 mL de nuevo gas sin variar ni la presión ni la temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?
a) ICl
b) I_3Cl
c) I_5Cl_2
d) ICl_3

(O.Q.L. Asturias 2011)

Relacionando los volúmenes de ambos gases y teniendo en cuenta la ley de *Avogadro*:

$$\frac{600\ \text{mL Cl}_2}{200\ \text{mL I}_2}\frac{1\ \text{mol Cl}_2}{22{,}4\ \text{L Cl}_2}\frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol Cl}_2}\frac{22{,}4\ \text{L I}_2}{1\ \text{mol I}_2}\frac{1\ \text{mol I}_2}{2\ \text{mol I}} = 3\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol I}} \longrightarrow \text{fórmula: } \mathbf{ICl_3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.168. Un mol:
a) es la masa de $6{,}023\cdot10^{23}$ 3 átomos de hidrógeno.
b) de átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 uma.
c) de hormigas son $6{,}023\cdot10^{23}$ hormigas (si las hubiera).
d) de oxígeno gaseoso tiene una masa de 16 g.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. El mol indica el número de partículas relacionado con una determinada masa.

b) Falso. Ese número de átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 g.

c) **Verdadero**. Un mol corresponde a un número de *Avogadro* de partículas. No es la unidad apropiada para contar algo que no sean partículas.

d) Falso. El oxígeno gaseoso tienen por fórmula O_2 y su masa molar es 32 g.

La respuesta correcta es la **c**.

1.169. El cobre puede obtenerse de las menas de los siguientes minerales. Señale cuál de ellos tiene el mayor contenido en cobre:
a) Calcopirita, $CuFeS_2$
b) Cobelita, CuS
c) Calcosina, Cu_2S
d) Cuprita, Cu_2O
(Masas atómicas: Cu = 63,5; Fe = 55,8; S = 32; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2011)

a) Falso. $\text{CuFeS}_2 \rightarrow \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol CuFeS}_2}\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\frac{1\ \text{mol CuFeS}_2}{183{,}3\ \text{g CuFeS}_2}100 = 34{,}6\%\ \text{Cu}$

b) Falso. $\text{CuS} \rightarrow \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol CuS}}\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\frac{1\ \text{mol CuS}}{95{,}5\ \text{g CuS}}100 = 66{,}5\%\ \text{Cu}$

c) Falso. $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \frac{2\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol Cu}_2\text{S}}\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\frac{1\ \text{mol Cu}_2\text{S}}{159{,}0\ \text{g Cu}_2\text{S}}100 = 79{,}9\%\ \text{Cu}$

d) **Verdadero**. $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \frac{2\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol Cu}_2\text{O}}\frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\frac{1\ \text{mol Cu}_2\text{O}}{143{,}0\ \text{g Cu}_2\text{O}}100 = \mathbf{88{,}8\%\ Cu}$

La respuesta correcta es la **d**.

1.170. La combustión del propanol origina el dióxido de carbono según:
a) $C_3H_7OH + 2,5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2$
b) $C_3H_7OH + 4,5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$
c) $3\ CO_2 + 4\ H_2O \longrightarrow C_3H_7OH + 4,5\ O_2$
d) $C_3H_7OH + 2\ H_2 \longrightarrow CO_2 + 5\ CH_4$

(O.Q.L. Murcia 2011)

La combustión de los hibrocarburos y sus derivados oxigenados produce CO_2 (g) y H_2O (l). En el caso del propanol, C_3H_7OH, la ecuación ajustada correspondiente a su combustión es:

$$\mathbf{C_3H_7OH\ (l) + \frac{9}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.171. Cuando se hace arder un trozo de 50 g de carbón y teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa, se puede decir que los productos de la combustión:
a) Pesarán más de 50 g
b) Pesarán menos de 50 g
c) Pesarán exactamente 50 g, puesto que la masa ni se crea ni se destruye
d) No pesarán nada, porque se convierten en gases

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación ajustada correspondiente a la combustión del carbón (supuesto puro) es:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$$

De acuerdo con la misma, si se parte de 50 g de C, los productos pesarán más de esa cantidad ya que hay que tener en cuenta la masa de O_2 consumida.

La respuesta correcta es la **a**.

1.172. Una muestra cristalizada de cloruro de manganeso (II) hidratado, $MnCl_2 \cdot x\ H_2O$*, y que pesa 4,50 g se calienta hasta eliminar totalmente el agua quedando un residuo pulverulento seco que pesa 2,86 g. ¿Cuál será el valor de x?*
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8

(Masas atómicas: Mn = 54,9; Cl = 35,5; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La relación molar entre H_2O y $MnCl_2$ es:

$$\frac{(4,5-2,86)\ \text{g}\ H_2O}{2,86\ \text{g}\ MnCl_2}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{125,9\ MnCl_2}{1\ \text{mol}\ MnCl_2} = \mathbf{4}\ \frac{\textbf{mol}\ \mathbf{H_2O}}{\textbf{mol}\ \mathbf{MnCl_2}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Similar al propuesto en Castilla y León 2010).

1.173. La masa atómica de un átomo M es 40 y la masa molecular de su cloruro es 111 g/mol. Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del óxido de M es:
a) MO_2
b) MO
c) M_2O
d) M_2O_3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La fórmula del cloruro metálico, MCl_x, es:

$$\frac{(111-40)\text{ g Cl}}{1\text{ mol M}}\,\frac{1\text{ mol Cl}}{35{,}5\text{ g Cl}}=2\,\frac{\text{mol Cl}}{\text{mol M}}$$

De la fórmula se deduce que el número de oxidación del elemento M es +2, por tanto, la fórmula más probable del óxido debe ser **MO**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.174. Se calentó en atmósfera de oxígeno una muestra de 2,500 g de uranio. El óxido resultante tiene una masa de 2,949 g, por lo que su fórmula empírica es:
a) U_2O_3
b) UO
c) UO_2
d) U_3O_8
(Masas atómicas: U = 238; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es:

2,949 g óxido – 2,500 g uranio = 0,449 g oxígeno

La fórmula más sencilla del óxido es:

$$\frac{0{,}449\text{ g O}}{2{,}500\text{ g U}}\,\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}\,\frac{238\text{ U}}{1\text{ mol U}}=\frac{\mathbf{8\ mol\ O}}{\mathbf{3\ mol\ U}}\quad\longrightarrow\quad\text{fórmula: }\mathbf{U_3O_8}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Similar al propuesto en Castilla y León 2008).

1.175. Determinar qué cantidad de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos:
a) 0,5 mol de SO_2
b) 14 gramos de nitrógeno molecular
c) 67,2 L de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura
b) 22,4 gramos de oxígeno molecular
(Masa atómica: N = 14; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Falso. El número de átomos contenidos en 0,5 mol de SO_2 es:

$$0{,}5\text{ mol SO}_2\,\frac{3\text{ mol átomos}}{1\text{ mol SO}_2}\,\frac{\text{L átomos S y O}}{1\text{ mol átomos}}=1{,}5\text{L átomos S y O}$$

b) Falso. El número de átomos contenidos en 14 g de N_2 es:

$$14\text{ g N}_2\,\frac{1\text{ mol N}_2}{28\text{ g N}_2}\,\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol N}_2}\,\frac{\text{L átomos N}}{1\text{ mol N}}=\text{L átomos N}$$

c) **Verdadero**. El número de átomos contenidos en 67,2 L de He, medidos en condiciones normales, es:

$$67{,}2\ \text{L He}\,\frac{1\ \text{mol He}}{22{,}4\ \text{L He}}\,\frac{\text{L átomos He}}{1\ \text{mol He}} = \mathbf{3L\ átomos\ He}$$

d) Falso. El número de átomos contenidos en 22,4 g de O_2 es:

$$22{,}4\ \text{g}\ O_2\,\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\,\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2}\,\frac{\text{L átomos O}}{1\ \text{mol O}} = 1{,}4\text{L átomos O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Similar al propuesto en Castilla y León 2008).

1.176. ¿Cuántas moléculas de ozono hay en 3,20 g de O_3?
a) $4{,}0·10^{22}$
b) $6{,}0·10^{22}$
c) $1{,}2·10^{23}$
d) $6{,}0·10^{23}$
(Dato. L = $6{,}022·10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El número de moléculas que integran una muestra de 3,20 g de O_3 es:

$$3{,}20\ \text{g}\ O_3\,\frac{1\ \text{mol}\ O_3}{48\ \text{g}\ O_3}\,\frac{6{,}022·10^{23}\ \text{moléculas}\ O_3}{1\ \text{mol}\ O_3} = \mathbf{4{,}0·10^{22}\ moléculas\ O_3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2. GASES

2.1. Los gases ideales son:
a) Gases que no contaminan.
b) Gases cuyas moléculas son apolares.
c) Gases que cumplen la ecuación de estado de los gases ideales.
d) Gases nobles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas y temperaturas altas que es cuando cumplen la ecuación de estado.

La respuesta correcta es la **c**.

2.2. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre la densidad del oxígeno y la del hidrógeno es:
a) 16
b) 11/6
c) 8
d) 1/8

(O.Q.L. Murcia 1996)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{\frac{pM_{O_2}}{RT}}{\frac{pM_{H_2}}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_{H_2}} \longrightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{32}{2} = \mathbf{16}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.3. A cierta presión (p_1), un recipiente de 10 L contiene nitrógeno a 273 K. Si la temperatura asciende a 546 K la nueva presión (p_2) será:
a) $p_1 = p_2/10$
b) $p_2 = 2\,p_1$
c) $p_2 = p_1/2$
d) $p_2 = 10\,p_1$

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con la ley de *Charles*:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Sustituyendo:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \longrightarrow \frac{273}{546} = \frac{1}{2} \longrightarrow \mathbf{p_2 = 2\,p_1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.4. Con 12 L de hidrógeno y 5 L de oxígeno, ¿cuántos litros de vapor de agua se pueden obtener? Todos los gases se encuentran medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.
a) 12
b) 17
c) 10
d) 5

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas la relación de volúmenes de la reacción es 2 L de H_2 con 1 L de O_2 producen 2 L de H_2O.

La relación volumétrica y molar es:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \frac{12}{5} = 2{,}4$$

Como la relación molar es > 2, indica que el **O_2 es el reactivo limitante** que se consume completamente y determina la cantidad de H_2O que se forma:

$$5\ L\ O_2 \frac{2\ L\ H_2O}{1\ L\ O_2} = \mathbf{10\ L\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.5. Calcule la concentración de agua en la fase gas a 25°C, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3,17 kPa.
a) 0,0313 M
b) 0,00128 M
c) 0,0884 M
d) 55,4 M
e) 0,142 M
(Dato. R = 8,314 J·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

A partir de la ecuación de estado de un gas ideal se puede escribir que:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

Sustituyendo:

$$c = \frac{3{,}17\ kPa}{(8{,}314\ J·mol^{-1}·K^{-1})\ (273+25)\ K} \frac{10^3\ Pa}{1\ kPa} \frac{1\ m^3}{10^3\ L} = \mathbf{0{,}00128\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.6. ¿En qué condiciones se asemeja más un gas real a un gas ideal?
a) A bajas presiones y bajas temperaturas.
b) A bajas presiones y altas temperaturas.
c) A altas presiones y bajas temperaturas.
d) Cuando se encuentre en condiciones normales.

(O.Q.L. Murcia 1997)

Un gas real se asemeja más a un gas ideal a bajas presiones y altas temperaturas, ya que en esas condiciones no existen las fuerzas intermoleculares que harían que el gas se licuase.

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. En una determinada experiencia un volumen V de un compuesto orgánico gaseoso necesitó, para su combustión completa un volumen 3,5 V de oxígeno, ambos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. ¿Cuál de las siguientes sustancias será el compuesto orgánico?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Butano

(O.Q.L. Murcia 1997)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los cuatro alcanos más sencillos son:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)$$

$$C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, la reacción en la que relación de volúmenes O_2/hidrocarburo es 3,5/1 es la correspondiente a la combustión del **etano**, C_2H_6.

La respuesta correcta es la **b**.

2.8. La densidad del oxígeno en determinadas condiciones de presión y de temperatura es 1,312 $g\cdot L^{-1}$. ¿Cuál será la densidad del hidrógeno en las mismas condiciones?
a) 0,082 $g\cdot L^{-1}$
b) 1,000 $g\cdot L^{-1}$
c) 0,164 $g\cdot L^{-1}$
d) 0,059 $g\cdot L^{-1}$
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 1997)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p\cdot M}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{\frac{pM_{O_2}}{RT}}{\frac{pM_{H_2}}{RT}} \qquad \longrightarrow \qquad \frac{\rho_{O_2}}{\rho_{H_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}$$

Sustituyendo:

$$\rho_{H_2} = 1{,}312\ g{\cdot}L^{-1}\frac{2\ g{\cdot}mol^{-1}}{32\ g{\cdot}mol^{-1}} = \mathbf{0{,}082\ g{\cdot}L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.9. Volúmenes iguales (a la misma presión y temperatura) de tres gases A, B y C difunden separadamente a través de un finísimo tubo de vidrio. La masa molecular de cada uno de ellos es, A = 30, B = 15, C = 67. De aquí se deduce que:
a) El gas C es el que invierte menos tiempo en difundirse.
b) El gas B es el de menor densidad.
c) El tiempo invertido por el gas A es el doble del invertido por el gas B.
d) Las moléculas del gas C tienen una energía cinética media mayor que las moléculas del gas B.
e) El gas A es el de mayor densidad.

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. De acuerdo con la ley de *Graham* las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

El gas C es el que tiene mayor masa molar (M_C = 67), por tanto, es el que más tarda en difundirse.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{p{\cdot}M}{RT}$$

El gas B es el que tiene menor masa molar (M_B = 15), por tanto, es el que tiene menor densidad.

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Graham*, la relación de velocidades de difusión entre los gases A y B es:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad\longrightarrow\quad \frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{15}{30}} = 0{,}7$$

Si la relación de velocidades no es 2, la relación entre los tiempos de difusión tampoco lo es.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende su temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

e) Falso. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{p{\cdot}M}{RT}$$

El gas A no es el que tiene mayor masa molar (M_A = 30), por tanto, no es el que tiene mayor densidad.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. Un recipiente cerrado contiene dos moles de N_2 a la temperatura de 30°C y presión de 5 atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:
a) 1,6 moles
b) 2,4 moles
c) 6,4 moles
d) 4,0 moles
e) No se tienen suficientes datos para calcularlo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas:

$$p = p_{N_2} + p_{O_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{O_2} = p \cdot y_{O_2} = p \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}}$$

Sustituyendo:

$$6 \text{ atm} = 11 \text{ atm} \frac{n_{O_2}}{2 + n_{O_2}} \longrightarrow n_{O_2} = \mathbf{2{,}4\ mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.11. Calcule la humedad relativa si la presión parcial del vapor de agua en el aire es 28,0 Torr a 303 K. La presión de vapor el agua a 30°C es 31,6 Torr.
a) 88,6%
b) 11,4%
c) 47,0%
d) 12,9%
e) 53,0%

(O.Q.N. Burgos 1998)

La humedad relativa, φ, se define como:

$$\varphi = \frac{p_i}{p^o} \longrightarrow \begin{cases} p_i = \text{presión parcial} \\ p° = \text{presión de vapor a la temperatura T} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$\varphi = \frac{28{,}0 \text{ Torr}}{31{,}6 \text{ Torr}} = 0{,}866 \rightarrow \mathbf{88{,}6\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.12. ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará completamente con una mezcla de 10 cm^3 de hidrógeno y 20 cm^3 de monóxido de carbono? (Todos los volúmenes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).
a) 10 cm^3
b) 15 cm^3
c) 20 cm^3
d) 30 cm^3

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de H_2 y CO son:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)$$

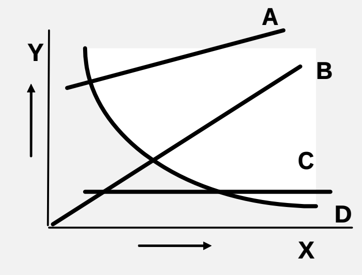
$$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, el volumen de O_2 consumido en cada reacción es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ cm^3\ H_2 \dfrac{1\ cm^3\ O_2}{2\ cm^3\ H_2} = 5\ cm^3\ O_2 \\ \\ 20\ cm^3\ CO \dfrac{1\ cm^3\ O_2}{2\ cm^3\ CO} = 10\ cm^3\ O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow V_{total} = \mathbf{15\ cm^3\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.13. ¿Cuál es la línea gráfica que se debería obtener al representar, en un diagrama de ejes cartesianos, la presión a la que está sometida una masa gaseosa de nitrógeno, (Y), frente a la inversa del volumen ocupado por dicha masa, (X), a temperatura constante:
a) A
b) B
c) C
d) D



(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Asturias 2010)

La ley de *Boyle* dice que:

> *"para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales".*

Su expresión matemática es pV = cte y la representación gráfica de p vs. V es una curva como la C. No obstante si se representa p vs. 1/V se obtiene una recta que pasa por el punto (0,0).

La respuesta correcta es la **b**.

2.14. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de un gas ideal:
a) Deben moverse todas con la misma velocidad.
b) Han de ser partículas minúsculas y cargadas eléctricamente.
c) Deben atraerse fuertemente entre sí.
d) Ocupan un volumen despreciable.

(O.Q.L. Murcia 1998)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas de un gas se muevan con la misma velocidad.

b) Falso. Las moléculas son partículas minúsculas pero son eléctricamente neutras.

c) Falso. Las fuerzas intermoleculares sólo existen en el instante del choque entre moléculas.

d) **Verdadero**. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.15. La hipótesis de Avogadro:
a) Permite distinguir entre gases ideales y gases reales.
b) Explica la ley de los volúmenes de Gay-Lussac suponiendo que las moléculas de los elementos gaseosos comunes son diatómicas.
c) Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles.
d) Permite demostrar la ley de las proporciones múltiples.
e) Explica la ley de conservación de la masa.
f) Dice que todos los gases se dilatan en la misma proporción con la temperatura.
g) Permite demostrar la ley de las proporciones definidas.
h) Explica que 1 mol de cualquier gas contiene $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2007 (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2011))

La hipótesis de *Avogadro* que dice que:

> *"volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas",*

puso fin a la discusión existente entre *Dalton* y *Gay-Lussac*. Para *Dalton* los elementos gaseosos estaban formados por átomos, mientras que la ley de *Gay-Lussac* sólo tenía explicación si se les consideraba moléculas diatómicas.

Dalton → H (hidrógeno) + O (oxígeno) ⟶ HO (agua)

Gay-Lussac → 2 H_2 (hidrógeno) + O_2 (oxígeno) ⟶ 2 H_2O (agua)

Por otra parte de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$V = n\frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n\,k$$

El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del mismo.

Las respuestas correctas son **b** y **c**.

(Esta cuestión está propuesta en diferentes olimpiadas repitiéndose algunas de las opciones, de ahí que se haya decidido unificarlas todas en una única cuestión).

2.16. Si se comparan 1 mol de Cl_2 y 2 moles de neón, en condiciones normales, se puede afirmar que:
a) Contienen el mismo número de moléculas.
b) Tienen la misma energía cinética media.
c) Ocupan el mismo volumen.
d) Tienen la misma velocidad cuadrática media.
e) Tienen la misma velocidad de efusión.

(O.Q.N. Almería 1999)

a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol, el número de partículas de Ne es el doble que las de Cl_2. Además, el Ne es un gas inerte y no forma moléculas.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende su temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, el volumen que ocupa el Ne es el doble que el ocupado por el Cl_2.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del Ne es mayor ya que tiene menor masa molar.

e) Falso. De acuerdo con la ley de *Graham* las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{Ne}}{u_{Cl_2}} = \sqrt{\frac{M_{Cl_2}}{M_{Ne}}}$$

La velocidad de efusión del Ne es mayor ya que tiene menor masa molar.

La respuesta correcta es la **b**.

2.17. Si una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?
a) Iguales.
b) La del CO será mayor por ser más grande su molécula.
c) La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas.
d) La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He_2.
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; He = 4)

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

Suponiendo que la mezcla contiene 1 g de cada gas y considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por un gas en un recipiente de volumen V a determinada temperatura T es proporcional al número de moles de gas:

$$p = n\frac{RT}{V}$$

El número de moles de cada gas es:

$$1\text{ g He}\frac{1\text{ mol He}}{4\text{ g He}} = 0{,}250\text{ mol He}$$

$$1\text{ g CO}\frac{1\text{ mol CO}}{28\text{ gCO}} = 0{,}036\text{ mol CO}$$

a) Falso. Si el número de moles es diferente las presiones parciales también lo serán.

b) Falso. La propuesta es absurda ya que el tamaño de las moléculas no influye en la presión que éstas ejerzan.

c) **Verdadero**. Si el número de moles de He es mayor que el de CO también lo es el número de moléculas.

d) Falso. La propuesta es absurda ya que el He es un gas inerte y no forma moléculas.

La respuesta correcta es la **c**.

2.18. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de 1 volumen de oxígeno con 2 volúmenes de hidrógeno en equilibrio térmico, luego:
a) El hidrógeno y el oxígeno tendrán la misma presión parcial.
b) Habrá el mismo número de moléculas de cada gas en la mezcla.
c) La energía cinética media de las moléculas de cada gas será la misma.
d) La velocidad cuadrática media de las moléculas de cada gas será la misma.
(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso.

$$p_{H_2} = p_{O_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$\left.\begin{aligned} p_{H_2} &= p \cdot y_{H_2} = p\,\frac{n_{H_2}}{n_{H_2}+n_{O_2}} \\ p_{O_2} &= p \cdot y_{O_2} = p\,\frac{n_{O_2}}{n_{H_2}+n_{O_2}} \end{aligned}\right\} \longrightarrow \quad n_{H_2} = n_{O_2}$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro*:

$V = k{\cdot}n$ siendo k el volumen molar

$$\frac{V_{H_2}}{k} = \frac{V_{O_2}}{k} \qquad \longrightarrow \qquad V_{H_2} = V_{O_2}$$

Lo que es contrario a la propuesta:

$$V_{H_2} = 2V_{O_2}$$

b) Falso. Según se ha explicado en el apartado anterior, el número de moles y por consiguiente, el de moléculas de H_2 es el doble que el de O_2.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura (equilibrio térmico) tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Las moléculas de H_2 tienen mayor velocidad cuadrática media ya el H_2 tiene menor masa molar.

La respuesta correcta es la **c**.

2.19. El volumen de amoníaco que se puede obtener con 5 litros de nitrógeno gaseoso y 9 litros de hidrógeno gaseoso, midiendo todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, es:
a) 14 L
b) 6 L
c) 10 L
d) Es necesario conocer los valores de presión y temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 es:

$$N_2\text{ (g)} + 3\ H_2\text{ (g)} \longrightarrow 2\ NH_3\text{ (g)}$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas la relación de volúmenes de la reacción es 1 L de N_2 con 3 L de H_2 producen 2 L de NH_3.

La relación volumétrica (molar) es:

$$\frac{9\ L\ H_2}{5\ L\ N_2} = 1{,}8$$

Como la relación molar es < 3 quiere decir que sobra N_2, por lo que **H_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NH_3 formado:

$$9\ L\ H_2 \frac{2\ L\ NH_3}{3\ L\ H_2} = \mathbf{6\ L\ NH_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.20. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, relacionadas todas con la ley de Avogadro y sus consecuencias, es falsa?
a) Volúmenes iguales de hidrógeno y dióxido de azufre (SO_2) medidos en condiciones normales, contienen el mismo número de moléculas.
b) Dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de metano (CH_4) medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de hidrógeno.
c) Volúmenes iguales de dióxido de carbono (CO_2) y metano (CH_4) medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de carbono.
d) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 3 moles de átomos de cloro es, aproximadamente, de 33,6 dm^3.
e) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 1 mol de átomos de cualquier elemento gaseoso es, aproximadamente, de 11,2 dm^3.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009)

La hipótesis de *Avogadro* que dice que:

"volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

$$V = n\frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n\,k$$

El volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 $L\cdot mol^{-1}$.

Un mol de cualquier gas está integrado por un número de *Avogadro*, L, de moléculas.

a) Verdadero. Si los volúmenes son iguales, el número de moles también lo es y, por consiguiente, también el número de moléculas.

b) Verdadero. Suponiendo condiciones normales:

$$2V\text{ L }H_2\,\frac{1\text{ mol }H_2}{22{,}4\text{ L }H_2}\,\frac{L\text{ moléculas }H_2}{1\text{ mol }H_2} = \frac{L}{11{,}2}\text{moléculas }H_2$$

$$V\text{ L }CH_4\,\frac{1\text{ mol }CH_4}{22{,}4\text{ L }CH_4}\,\frac{2\text{ mol }H_2}{1\text{ mol }CH_4}\,\frac{L\text{ moléculas }H_2}{1\text{ mol }H_2} = \frac{L}{11{,}2}\text{moléculas }H_2$$

c) Verdadero. Suponiendo condiciones normales:

$$V\text{ L }CO_2\,\frac{1\text{ mol }CO_2}{22{,}4\text{ L }CO_2}\,\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\,\frac{L\text{ átomos C}}{1\text{ mol C}} = \frac{L}{22{,}4}\text{átomos C}$$

$$V\text{ L }CH_4\,\frac{1\text{ mol }CH_4}{22{,}4\text{ L }CH_4}\,\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CH_4}\,\frac{L\text{ átomos C}}{1\text{ mol C}} = \frac{L}{22{,}4}\text{átomos C}$$

d) Verdadero.

$$3\text{ mol Cl}\,\frac{1\text{ mol }Cl_2}{2\text{ mol Cl}}\,\frac{22{,}4\text{ L }Cl_2}{1\text{ mol }Cl_2} = 33{,}6\text{ L }Cl_2$$

e) **Falso**. Suponiendo que se trate de un gas inerte como el He:

$$1\text{ mol He}\,\frac{22{,}4\text{ dm}^3\text{ He}}{1\text{ mol He}} = 22{,}4\text{ dm}^3\text{ He}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.21. Considerando aplicables los modelos de gas ideal y la teoría cinética de gases, sería correcto afirmar que:
a) Incluso a temperaturas muy altas, es probable encontrar algunas moléculas con velocidad prácticamente nula.
b) Sólo se consideran las interacciones entre moléculas de tipo atractivo.
c) La velocidad media de las moléculas de un gas es la velocidad más probable que va a tener una molécula.
d) La velocidad media de las moléculas de H_2 y las de N_2 es la misma para una misma temperatura.
e) El volumen de las moléculas en el modelo va a depender de la masa molecular del gas.
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, se habla de energía cinéticas medias, lo que quiere decir que todas las moléculas no tienen que tener la misma velocidad.

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } Boltzmann$$

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, las interacciones de tipo atractivo sólo se tienen en cuenta en el instante del choque.

c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la velocidad media se considera teniendo en cuenta todas las moléculas de gas, esto no quiere decir que todas las moléculas tengan la misma velocidad.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H_2 es mayor ya que tiene menor masa molar.

e) Falso. El volumen que ocupan las moléculas no tiene nada que ver con la masa molecular del gas.

La respuesta correcta es la **a**.

2.22. Considere que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Disminuye el volumen.
b) Aumenta la temperatura.
c) El número de moles permanece constante.
d) Disminuye la densidad.
e) Disminuye la entropía.
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008)

a) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de *Boyle* que dice que:

"para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales"

Si se comprime un gas se aumenta la presión por lo que disminuye el volumen.

b) Verdadero. Si se comprime un gas se aproximan las moléculas que lo forman por lo que pueden aparecer enlaces intermoleculares entre estas. Siempre que se forma un enlace se desprende energía y, por tanto, aumenta la temperatura del gas.

c) Verdadero. El número de moles de gas sólo depende del número de moléculas que lo integren, si se aumenta la presión lo único que se hace es aproximar las moléculas del mismo.

d) **Falso**. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

Si se comprime un gas se aumenta la presión por lo que aumenta su densidad.

e) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, si se comprime un gas se aumenta la presión por lo que disminuye el volumen y las moléculas pierden capacidad de desordenarse, es decir, disminuye la entropía del gas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.23. Si se duplica el volumen de una cierta masa gaseosa manteniendo constante su temperatura:
a) Aumentan su presión y su entropía.
b) Su entropía se reduce a la mitad y su presión se duplica.
c) Disminuyen su presión y su entropía.
d) Su presión disminuye pero su entropía aumenta.
(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con la ley de *Boyle* que dice que:

"para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales".

Si el volumen se duplica, la presión se reduce la mitad, y la entropía aumenta, ya que al aumentar el volumen las partículas están más separadas y aumenta su capacidad para desordenarse.

La respuesta correcta es la **d**.

2.24. La combustión completa de 0,336 dm^3 de un hidrocarburo gaseoso, medidos en condiciones normales, produce 0,06 moles de dióxido de carbono. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada molécula del hidrocarburo?
a) 1
b) 2
c) 4
d) 6
e) 8
(O.Q.N. Murcia 2000)

En la combustión del hidrocarburo, todo el C del mismo se transforma en CO_2 y el H en H_2O:

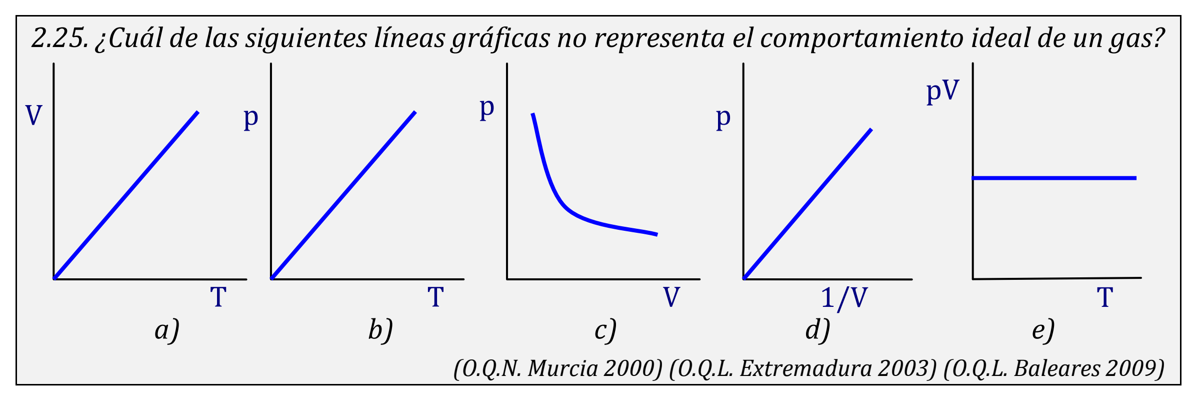
$$C_xH_y\ (g) + \left[x+\frac{y}{4}\right]\ O_2\ (g) \longrightarrow x\ CO_2\ (g) + \frac{y}{2}\ H_2O\ (l)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac*, la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener los átomos de C del hidrocarburo C_xH_y:

$$\frac{0{,}06\ \text{mol}\ CO_2}{0{,}336\ \text{dm}^3\ C_xH_y}\ \frac{22{,}4\ \text{dm}^3\ C_xH_y}{1\ \text{mol}\ C_xH_y}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = \mathbf{4}\ \frac{\textbf{mol C}}{\textbf{mol}\ \mathbf{C_xH_y}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.25. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas no representa el comportamiento ideal de un gas?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Baleares 2009)

a) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de *Charles*:

$$\frac{V}{T} = \text{cte}$$

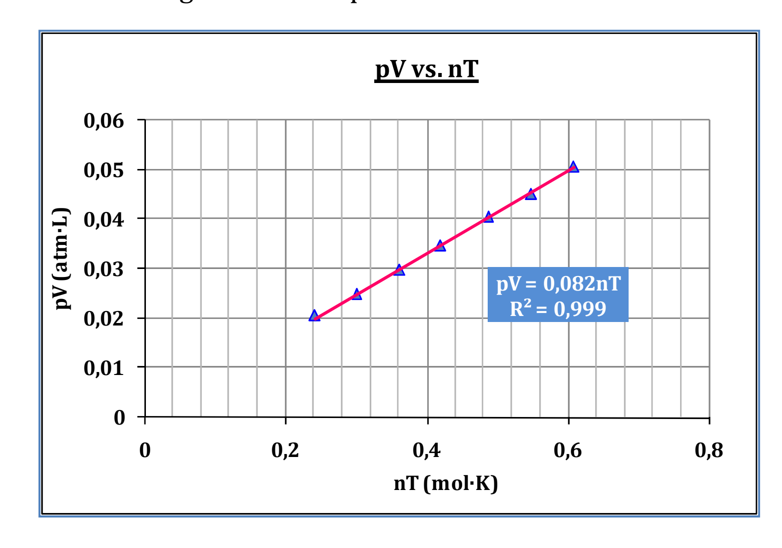
b) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de *Charles*:

$$\frac{p}{T} = \text{cte}$$

c-d) Verdadero. Las gráficas corresponden a la ley de *Boyle*:

$$p\ V = \text{cte}$$

e) **Falso**. Para un gas ideal la representación correcta sería:



La respuesta correcta es la **e**.

2.26. A las mismas condiciones de presión y temperatura la relación entre las densidades del oxígeno y de un gas desconocido es 0,451. El gas desconocido debe ser:
a) Monóxido de carbono
b) Dióxido de mononitrógeno
c) Dióxido de carbono
d) Cloro
(Masa atómica: O = 16; C = 12; N = 14; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Murcia 2000)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del gas X:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{\frac{pM_{O_2}}{RT}}{\frac{pM_X}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{M_{O_2}}{M_X}$$

Sustituyendo:

$$M_X = 32\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}\frac{1}{0{,}452} = \mathbf{71\ g\cdot mol^{-1}} \longrightarrow \text{El gas es } \mathbf{Cl_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.27. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma p y T?
a) CH_3OH
b) C_2H_6
c) C_2H_5OH
d) C_6H_6

(O.Q.L. Murcia 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de las cuatro sustancias son:

$$CH_3OH\ (g) + \frac{3}{2} O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

$$C_2H_5OH\ (g) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

$$C_6H_6\ (g) + \frac{15}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 6\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, la reacción en la que relación de volúmenes O_2/compuesto es 3/1 es la correspondiente a la combustión del **C_2H_5OH (etanol).**

La respuesta correcta es la **c**.

2.28. El volumen molar de un gas a 3,5 atm y 75°C es:
a) 8,15 L
b) 22,4 L
c) 300 L
d) Ninguna de las anteriores.
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, el volumen molar de un gas en esas condiciones de p y T es:

$$V = \frac{1\text{ mol } (0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (75+273)\text{ K}}{3{,}5\text{ atm}} = \mathbf{8{,}15\ L}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.29. Un gas tiene una densidad de 1,96 g/L en condiciones normales. ¿Cuál de los siguientes gases puede ser?
a) O_2
b) SO_2
c) CO_2
d) N_2
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas puede determinarse mediante la expresión:

$$\rho = \frac{p·M}{RT}$$

Sustituyendo:

$$M = \frac{1{,}96\text{ g·L}^{-1}\ (0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = 43{,}9\text{ g·mol}^{-1} \longrightarrow \text{gas: }\mathbf{CO_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.30. Si se calientan 200 mL de un gas desde 10°C a 20°C manteniendo constantes el número de moléculas y la presión, el volumen que ocupará será aproximadamente:
a) 50 mL
b) 200 mL
c) 450 mL
d) 207,1 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la ley de *Charles*:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{200\text{ mL}}{(10+273)\text{ K}} = \frac{V_2}{(20+273)\text{ K}} \longrightarrow V_2 = \mathbf{207{,}1\ mL}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.31. Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua 25°C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23,8 mmHg. Si la presión total es 500 mmHg, las presiones parciales del oxígeno y del agua son:
a) 476,2 mmHg el O_2 y 23,8 mmHg el H_2O
b) 250 mmHg el O_2 y 250 mmHg el H_2O
c) 500 mmHg el O_2 y 0 mmHg el H_2O
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{total} = p_{O_2} + p° \longrightarrow p_{O_2} = 500 - 23{,}8 = \mathbf{476{,}2\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.32. Dadas las siguientes afirmaciones indica cuáles son correctas:
1) La velocidad con que se mueven las moléculas en un gas depende de la temperatura.
2) Al aumentar la temperatura disminuye la energía cinética de las moléculas.
3) Excepto a presiones muy elevadas, el volumen de una molécula gaseosa es muy pequeño en relación con el volumen del recipiente.
4) En el estado líquido y sólido las moléculas nunca interaccionan entre sí.
a) 1
b) 1 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

2) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de las moléculas de gas aumenta con la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

3) **Verdadero**. Cuando las presiones son bajas, los gases tienen tendencia a expandirse y el volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen del gas.

d) Falso. Las interacciones entre moléculas son muy grandes en el estado sólido y líquido.

La respuesta correcta es la **b**.

2.33. La constante universal de los gases, R, se puede expresar de las siguientes formas:
1) 8,31 cal/mol·K *2) 0,082 atm·L/mol·K*
3) 8,31 kPa·dm^3/mol·K *4) 1,98 J/mol·K*
a) 1
b) 2 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El valor 2 se puede obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales. Sabiendo que 1 mol de gas a 1 atm y 273 K ocupa un volumen de 22,4 L:

$$R = \frac{1\ \text{atm}\cdot 22{,}4\ \text{L}}{1\ \text{mol}\cdot 273\ \text{K}} = 0{,}082\ \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

Los valores 1 y 4 tienen las unidades intercambiadas entre sí.

Cambiando las unidades del valor 2 se obtiene el valor 3:

$$R = 0{,}082\ \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\ \frac{1\ \text{dm}^3}{1\ \text{L}}\ \frac{101{,}3\ \text{kPa}}{1\ \text{atm}} = 8{,}31\frac{\text{kPa}\cdot\text{dm}^3}{\text{mol}\cdot\text{K}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.34. Sabiendo que la densidad de un gas respecto de la del helio es igual a 19,5; y que la masa atómica relativa del He es 4, ¿cuál debe ser la masa molar relativa de dicho gas?
a) 19,5
b) 39,0
c) 58,5
d) 78,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p\cdot M}{RT}$$

Relacionando las densidades del He y del gas X:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{He}} = \frac{\frac{pM_X}{RT}}{\frac{pM_{He}}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{He}} = \frac{M_X}{M_{He}} \longrightarrow M_X = 19{,}5\ (4\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}) = \mathbf{78{,}0\ g\cdot mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.35. Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en dos recipientes cerrados de igual volumen, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas.
b) La presión en el recipiente de oxígeno es inferior a la del recipiente de nitrógeno.
c) En el recipiente de oxígeno hay un mayor número de moléculas.
d) El nitrógeno tiene mayor energía cinética media por mol.
e) La presión en el recipiente de oxígeno es superior a la del recipiente de nitrógeno.
(Masas atómicas: O = 16; N = 14)

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2005) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2009) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2009)

a) Falso. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas:

$$1\ \text{g}\ N_2\ \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}\ \frac{L\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = \frac{L}{28}\text{moléculas}\ N_2$$

$$1\ \text{g}\ O_2\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\ \frac{L\ \text{moléculas}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = \frac{L}{32}\text{moléculas}\ O_2$$

b) **Verdadero**. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas y que ambos están a la misma temperatura T:

$$\left.\begin{array}{l} p_{N_2} = \dfrac{1\ g\ N_2 \dfrac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2} RT}{V} = \dfrac{RT}{28\ V} atm \\ \\ p_{O_2} = \dfrac{1\ g\ O_2 \dfrac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} RT}{V} = \dfrac{RT}{32\ V} atm \end{array}\right\} \longrightarrow \mathbf{p_{N_2} > p_{O_2}}$$

c) Falso. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas, según se ha demostrado en el apartado a) hay más moléculas de N_2 ya que este tiene menor masa molar.

d) Falso. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas y que ambos se encuentran a la misma temperatura, de acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2} kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

e) Falso. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. Indique cuál es la proposición correcta:
a) 1 mol de cloruro de sodio ocupa 22,4 L.
b) El agua y el ácido acético (CH_3COOH) son inmiscibles.
c) 22,4 L de monóxido de carbono, en condiciones normales, contienen $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
d) El agua y el benceno (C_6H_6) son miscibles
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Falso. 22,4 L es el volumen molar de un gas medido en condiciones normales y el NaCl en dichas condiciones es un sólido.

b) Falso. Son completamente miscibles debido a la formación de enlaces intermoleculares por puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua y las de ácido acético.

c) **Verdadero**. 22,4 L es el volumen molar de un gas medido en condiciones normales y el CO en dichas condiciones es un gas.

d) Falso. Son completamente inmiscibles debido a que no es posible la formación de enlaces intermoleculares entre las moléculas de agua y las de benceno.

La respuesta correcta es la **c**.

2.37. Se pesa un recipiente cerrado que contiene NH_3 en estado gaseoso a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena con O_2 gaseoso a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:
a) El peso del vapor de NH_3 es igual al peso del O_2.
b) El número de moléculas de NH_3 y O_2 es diferente.
c) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es igual al número de átomos cuando contiene O_2.
d) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es 2 veces mayor que cuando contiene O_2.
(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Murcia 2005)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M, son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

b) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero la molécula de O_2 es diatómica y de NH_3 tetraatómica, por lo que el número de átomos en el recipiente es diferente en cada caso.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero como la molécula de O_2 es diatómica y de NH_3 tetraatómica, por lo que el número de átomos en el recipiente con NH_3 es el doble que en el que contiene O_2.

La respuesta correcta es la **d**.

2.38. Se tienen dos matraces de vidrio del mismo volumen, cerrados y a una misma temperatura de 25°C. El matraz A contiene 2 g de hidrógeno y el matraz B contiene 32 g de oxígeno. Indique si alguna de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Los dos recipientes contienen igual número de moles.
b) Los dos recipientes tienen inicialmente la misma presión.
c) Si se eleva la temperatura de 25°C hasta 50°C en los dos matraces, la presión en A seguirá siendo igual a la presión en B.
d) Si se ponen en comunicación los dos matraces, la presión en total será la misma en A y en B, y su valor será el doble de la presión inicial al sumarse las presiones.
(Datos. O = 16; H = 1; constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Verdadero. El número de moles de ambos gases:

$$2\text{ g }H_2\frac{1\text{ mol }H_2}{2\text{ g }H_2} = 1\text{ mol }H_2 \qquad 32\text{ g }O_2\frac{1\text{ mol }O_2}{32\text{ g }O_2} = 1\text{ mol }O_2$$

b) Verdadero. Si número de moles de ambos gases es idéntico las presiones que ejercen también lo son:

$$p_{H_2} = \frac{1\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\text{ K}}{V\text{ L}} = \frac{24{,}4}{V}\text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{1\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\text{ K}}{V\text{ L}} = \frac{24{,}4}{V}\text{ atm}$$

c) Verdadero. Si la temperatura se eleva hasta los 50°C, las nuevas presiones son:

$$p_{H_2} = \frac{1\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (50+273)\text{ K}}{V\text{ L}} = \frac{26{,}5}{V}\text{ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{1\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (50+273)\text{ K}}{V\text{ L}} = \frac{26{,}5}{V}\text{ atm}$$

d) **Falso**. Al conectar ambos matraces la presión es la misma en cada matraz y es la misma que existía antes de conectarlos, ya que si el número de moles es el doble, el volumen también lo es:

$$p = \frac{2\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (50+273)\ \text{K}}{2V\ \text{L}} = \frac{26{,}5}{V}\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.39. Se hacen reaccionar completamente 1,00 L de C_3H_6O (acetona) y 4,00 L de O_2. El volumen ocupado por los productos es:
a) 6,00 L
b) 22,4 L
c) 44,8 L
d) 67,2 L
e) Ninguno de los volúmenes indicados.
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química correspondiente a la combustión de la acetona es:

$$C_3H_6O\ (g) + 4\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas la relación de volúmenes de la reacción es 1 L de C_3H_6O con 4 L de O_2 producen 3 L de CO_2 y 3 L de H_2O.

Como las cantidades de reactivos son estequiométricas se forman **6 L de productos**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.40. Una mezcla gaseosa está formada por 4 mmoles de H_2 por cada mmol de Ne. La presión parcial del Ne es:
a) 1/4 de la presión total.
b) 3/4 de la presión total.
c) 1 atmósfera.
d) 1/5 de la presión total.
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión parcial del Ne:

$$p_{Ne} = p\,\frac{1\ \text{mmol Ne}}{1\ \text{mmol Ne} + 4\ \text{mmol}\ H_2} = \frac{p}{5}\ \text{atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.41. Un recipiente cerrado contiene 100 mL de un gas que se caliente desde 10°C a 24°C, manteniendo constante la presión, el volumen resultante es:
a) 114 mL
b) 100 mL
c) 105 mL
d) 200 mL
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con la ley de *Charles*:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{100\ \text{mL}}{(10+273)\ \text{K}} = \frac{V_2}{(24+273)\ \text{K}} \longrightarrow V_2 = \mathbf{105\ mL}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.42. En una mezcla inerte de gases hay $3{,}00\cdot10^{23}$ moléculas de A y $1{,}50\cdot10^{24}$ moléculas de B. Si la presión total de la mezcla es 600 Torr, las presiones parciales de A y B, en Torr, serán, respectivamente:
a) 104 y 416
b) 100 y 500
c) No se puede saber al no disponer del dato de la temperatura
d) 259 y 261

(Dato. Cte. de Avogadro, L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_A = p\cdot y_A$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$y_A = \frac{3{,}00\cdot10^{23}\ \text{moléculas A}\,\dfrac{1\ \text{mol A}}{\text{L moléculas A}}}{3{,}00\cdot10^{23}\ \text{moléculas A}\,\dfrac{1\ \text{mol A}}{\text{L moléculas A}} + 1{,}50\cdot10^{24}\ \text{moléculas B}\,\dfrac{1\ \text{mol B}}{\text{L moléculas B}}} = 0{,}167$$

$$y_A + y_B = 1 \longrightarrow y_B = 1 - 0{,}167 = 0{,}833$$

Sustituyendo:

$$p_A = 600\ \text{Torr}\cdot 0{,}167 = \mathbf{100\ Torr}$$

$$p_A + p_B = 600 \longrightarrow p_B = (600 - 100)\ \text{Torr} = \mathbf{500\ Torr}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.43. Se recoge nitrógeno sobre agua a una temperatura de 40°C y la presión de la muestra se midió a 796 mmHg. Si la presión de vapor del agua a 40°C es 55 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del nitrógeno gas?
a) 55 mmHg
b) 741 mmHg
c) 756 mmHg
d) 796 mmHg
e) 851 mmHg

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Es un gas húmedo, es decir una mezcla del gas y vapor de agua. De acuerdo con la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas:

$$p_{total} = p_{N_2} + p° \longrightarrow p_{O_2} = (796 - 55)\ \text{mmHg} = \mathbf{741\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.44. Comparando 0,5 mol de H_2 (g) y 1,0 mol de He (g) temperatura y presión estándar, se puede afirmar que los gases:
a) Tienen la misma velocidad de efusión.
b) Tienen la misma velocidad media molecular.
c) Tienen la misma energía cinética molecular.
d) Ocupan volúmenes iguales.
e) Tienen la misma masa.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

a) Falso. De acuerdo con la ley de *Graham* las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{He}}{u_{H_2}} = \sqrt{\frac{M_{H_2}}{M_{He}}}$$

La velocidad de efusión del H_2 es mayor ya que tiene menor masa molar.

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H_2 es mayor ya que tiene menor masa molar.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende su temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

d) Falso. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, el volumen que ocupa el He es el doble que el ocupado por el H_2.

e) Falso. La masa de un gas depende de su número de moles y de su masa molar:

$$0{,}5 \text{ mol } H_2 \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 1 \text{ g } H_2 \qquad 1 \text{ mol He} \frac{4 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 4 \text{ g He}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Esta cuestión tiene un enunciado similar a la propuesta en Almería 1999).

2.45. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25°C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?
a) 15
b) 60
c) 120
d) 240

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H_2 es:

$$n = \frac{8 \text{ atm}\cdot 30 \text{ L}}{RT} = \frac{240}{RT} \text{ mol } H_2$$

El número de moles de H_2 en cada globo es:

$$n' = \frac{1\ \text{atm}\cdot 2\ \text{L}}{RT} = \frac{2}{RT}\ \text{mol}\ H_2$$

El cociente entre ambos proporciona el número de globos que se puede llenar:

$$\frac{n}{n'} = \frac{240/RT}{2/RT} = \mathbf{120}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.46. En determinadas condiciones de presión y temperatura la densidad del oxígeno es 1,429 g·dm⁻³; en las mismas condiciones, la densidad del propano será:
a) 1,964 $g\cdot dm^{-3}$
b) 1,429 $g\cdot dm^{-3}$
c) 1,039 $g\cdot dm^{-3}$
d) 1,568 $g\cdot dm^{-3}$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2002)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p\cdot M}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del C_3H_8:

$$\frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{\dfrac{pM_{C_3H_8}}{RT}}{\dfrac{pM_{O_2}}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{M_{C_3H_8}}{M_{O_2}}$$

Sustituyendo:

$$\rho_{C_3H_8} = 1{,}429\ g\cdot dm^{-3}\ \frac{44\ g\cdot mol^{-1}}{32\ g\cdot mol^{-1}} = \mathbf{1{,}965\ g\cdot dm^{-3}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.47. En todas las cocinas en las que se utiliza gas (ya sea butano o propano) debe existir una salida al exterior al nivel del suelo; esto se debe a:
a) Una mera cuestión estética.
b) Que tanto el butano como el propano son más densos que el aire.
c) Los gases de la combustión son más pesados que el butano o el propano.
d) Que de esa forma se puede evacuar el nitrógeno del aire, con lo que la combustión será más eficaz.
(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007)

El butano y propano son gases más pesados que el aire, 58 y 44 $g\cdot mol^{-1}$, respectivamente, frente a 28 $g\cdot mol^{-1}$, por lo que ante el peligro ocasionado por una posible fuga, estos gases caerían al suelo y por la salida pasarían al exterior evitándose su acumulación en un recinto cerrado.

La respuesta correcta es la **b**.

2.48. Se pesa un balón de vidrio cerrado que contiene metano en condiciones normales de presión y temperatura. Se vacía y se llena después con oxígeno en las mismas condiciones:
a) El peso del vapor de metano es igual al peso de oxígeno.
b) El número de moléculas de metano es la mitad que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente con metano es igual al número total de átomos de oxígeno.
d) El peso del vapor de metano es la mitad del peso de oxígeno.
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M_r, son diferentes, las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

b) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero la molécula de O_2 es diatómica y de CH_4 pentatómica, por lo que el número de átomos en el recipiente es diferente en cada caso.

d) **Verdadero**. Las masas de vapor encerradas en cada recipiente vienen dadas por las expresiones:

$$m_{CH_4} = M_{CH_4}\frac{pV}{RT} \qquad m_{O_2} = M_{O_2}\frac{pV}{RT}$$

La relación entre ambas es:

$$\frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{M_{CH_4}\frac{pV}{RT}}{M_{O_2}\frac{pV}{RT}} \longrightarrow \frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{M_{CH_4}}{M_{O_2}} \longrightarrow \frac{m_{CH_4}}{m_{O_2}} = \frac{16}{32} = \mathbf{\frac{1}{2}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.49. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0,54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?
a) SO_2
b) SO_3
c) O_3
d) $CH_3–CH_3$
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32)

(O.Q.L. Baleares 2002)

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, dos gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, que ocupan el mismo volumen, quiere decir que están constituidos por el mismo número de moléculas o moles:

$$n_A = n_B \longrightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_B}{M_B}$$

Sustituyendo:

$$\frac{1{,}0\ \text{g}}{M_A} = \frac{0{,}54\ \text{g}}{29{,}6\ \text{g·mol}^{-1}} \longrightarrow M_A = 29{,}6\ \text{g·mol}^{-1}$$

El valor obtenido es muy próximo a 30,0 g·mol^{-1}, que corresponde al gas $\mathbf{CH_3{-}CH_3}$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.50. Según la teoría cinético-molecular de la materia:
a) Los choques entre partículas pueden ser elásticos.
b) La velocidad de desplazamiento de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
c) Las fuerzas de repulsión entre partículas son más importantes que las de atracción.
d) Todas son falsas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. Los choques entre las partículas no pueden sino deben ser elásticos para que se mantenga la energía de las moléculas.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

c) Falso. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las fuerzas de atracción y repulsión son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

La respuesta correcta es la **b**.

2.51. Sabiendo que la masa molar del monóxido de carbono es 28,01; señale la proposición correcta:
a) Un mol de monóxido de carbono pesará 28,01 u.
b) La masa atómica del radón es 222, luego un mol de radón tiene 222/28 veces menos moléculas que un mol de monóxido de carbono, a p y T constantes.
c) En un litro de monóxido de carbono en estado gaseoso, en condiciones normales, habrá 28,01·2/22,41 átomos.
d) A 100°C y 1 atm, un mol de monóxido de carbono tendrá $6{,}023·10^{23}$ moléculas.
e) El número de partículas en una determinada cantidad de muestra depende de la temperatura.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La masa molar del CO es 28,01 g.

b) Falso. En idénticas condiciones de p y T, 1 mol de Rn y 1 mol de CO contienen el mismo número partículas, ya que el Rn, por ser un gas inerte, no forma moléculas.

c) Falso. El número de átomos propuesto es absurdo, ya que se trata de un número muy pequeño. El valor correcto es:

$$1\ \text{L CO}\,\frac{1\ \text{mol CO}}{22{,}4\ \text{L CO}}\,\frac{L\ \text{moléculas CO}}{1\ \text{mol CO}}\,\frac{2\ \text{átomos}}{1\ \text{molécula CO}} = \frac{2L}{22{,}4}\,\text{átomos}$$

d) **Verdadero**. Un mol de cualquier gas contiene un número de *Avogadro* de moléculas, las condiciones de presión y temperatura sólo afectan al volumen que ocupa.

e) Falso. El número de partículas de una determinada cantidad de muestra sólo depende del número de moles de la misma.

La respuesta correcta es la **d**.

2.52. La densidad del fluoruro de hidrógeno gaseoso a 28°C y 1 atm es 2,30 g/L. Este dato permite afirmar:
a) El HF se comporta como gas ideal a 28°C y 1 atm.
b) Las moléculas de HF en fase gaseosa deben estar asociadas por enlaces de hidrógeno.
c) El HF está completamente disociado en fase gas.
d) El enlace H–F es iónico.
d) La molécula de HF tiene momento dipolar nulo.
(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2011)

a) Falso. Como se observa en el apartado siguiente existe asociación intermolecular por lo que el HF no se comporta como un gas ideal.

b) **Verdadero**. A partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$M = \frac{2{,}3\ g\cdot L^{-1}\ (0{,}082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1})\ (28+273)\ K}{1\ atm} = \mathbf{56{,}8\ g\cdot mol^{-1}}$$

Teniendo en cuenta que la masa molar del HF es 20 $g\cdot mol^{-1}$, observando que este valor es menor que el obtenido, quiere decir que las moléculas de HF están asociadas mediante enlaces intermoleculares de hidrógeno.

c) Falso. Como se ha visto en el apartado anterior, algunas moléculas de HF se encuentran unidas mediante enlaces intermoleculares de hidrógeno.

d) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F (χ = 3,98) y el H (χ = 2,20) no es lo suficiente grande para que el enlace sea iónico, se trata de un enlace covalente polar.

e) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F (χ = 3,98) y el H (χ = 2,20) implica la formación de un dipolo en la molécula, por lo ésta sí tiene momento dipolar ($\boldsymbol{\mu}$ = 1,90 D).

La respuesta correcta es la **b**.

2.53. ¿Cuál de las siguientes parejas de gases será más difícil de separar por el método de efusión gaseosa?
a) O_2 *y* CO_2
b) N_2 *y* C_2H_4
c) H_2 *y* C_2H_4
d) He y Ne
d) He y O_2
(Masas atómicas: H = 1; He = 4; C = 12; N = 14; O = 16; Ne = 20)
(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de *Graham*, las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Observando las masas molares de las siguientes parejas de gases:

Gases	M_A / $g·mol^{-1}$	M_B / $g·mol^{-1}$	M_B/M_A
O_2 y CO_2	32	44	1,4
N_2 y C_2H_4	**28**	**28**	**1**
H_2 y C_2H_4	2	28	14
He y Ne	4	20	5
He y O_2	4	32	8

Será más difícil de separar la pareja de gases entre los que exista menor relación entre las masas molares. En este caso, la pareja **N_2 y C_2H_4** que tienen la misma masa molar.

La respuesta correcta es la **b**.

2.54. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0° C y 1 atm, hay L (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) Al reaccionar 10 g de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
c) A presión constante, el volumen de un gas a 50°C es el doble que a 25°C.
d) El volumen de 14 g de nitrógeno es igual al de 16 g de oxígeno, a la misma presión y temperatura.
e) Un mol de oxígeno en estado sólido, líquido o gaseoso, ocupa 22,4 L a 0°C y 1 atm.
(Masas atómicas: Mg = 24,3; Al = 27; N = 14; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso.

$$22{,}4\ \text{L O}_2 \frac{1\ \text{mol O}_2}{22{,}4\ \text{L O}_2} \frac{\text{L moléculas O}_2}{1\ \text{mol O}_2} \frac{2\ \text{átomos O}}{1\ \text{molécula O}_2} = 2\text{L átomos O}$$

b) Falso.

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del Mg y Al con HCl son:

$$2\ \text{HCl (aq)} + \text{Mg (s)} \longrightarrow \text{MgCl}_2\ \text{(aq)} + \text{H}_2\ \text{(g)}$$

$$6\ \text{HCl (aq)} + 2\ \text{Al (s)} \longrightarrow 2\ \text{AlCl}_3\ \text{(aq)} + 3\ \text{H}_2\ \text{(g)}$$

El volumen de H_2, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 10 g de cada metal es:

$$10\ \text{g Mg} \frac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}} \frac{1\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol Mg}} \frac{22{,}4\ \text{L H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 9{,}2\ \text{L H}_2$$

$$10\ \text{g Al} \frac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}} \frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol Al}} \frac{22{,}4\ \text{L H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = 12{,}4\ \text{L H}_2$$

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Charles*, los volúmenes ocupados por una masa de gas, medidos a presión constante, son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad \longrightarrow \qquad \frac{V_2}{V_1} = \frac{(50+273)\ \text{K}}{(25+273)\ \text{K}} \neq 2$$

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, el volumen que ocupa una determinada masa de gas en determinadas condiciones de p y T es directamente proporcional al número de moles del mismo:

V= k·n siendo k el volumen molar en esas condiciones de p y T

$$14\ g\ N_2\ \frac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2}\ \frac{22,4\ L\ N_2}{1\ mol\ N_2} = 11,2\ L\ N_2$$

$$16\ g\ O_2\ \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2}\ \frac{22,4\ L\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 11,2\ L\ O_2$$

e) Falso. Sólo en condiciones normales de presión y temperatura el O_2 es gas y por tanto 1 mol del mismo ocupa 22,4 L.

La respuesta correcta es la **d**.

2.55. Cierto gas tiene una densidad de 3,17 g·dm^{-3} en c.n. La masa molar de dicho gas es:
a) 38,65 g·mol^{-1}
b) 71 g·mol^{-1}
c) 7 g·mol^{-1}
d) 86,12 g·mol^{-1}
(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

Sabiendo que le volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 L·mol^{-1}:

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{p} = 22,4$$

Igualando ambas expresiones se obtiene la masa molar del gas:

$$M = 22,4 \cdot \rho \longrightarrow M = 22,4\frac{L}{mol}\ 3,17\frac{g}{L} = \mathbf{71\ g \cdot mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.56. Un recipiente A de 30 L está lleno de hidrógeno a 4 atm y 273 K. Si sacamos de él cierta cantidad de hidrógeno, que en c.n. tiene un volumen de 60 L, la presión a la que se encontrará el hidrógeno en A después de la extracción:
a) Será 2 atm.
b) Será 1 atm.
c) Se habrá reducido hasta 0,2 atm.
d) Seguirá siendo 4 atm.
(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales de H_2 es:

$$n = \frac{4\ atm \cdot 30\ L}{RT} = \frac{120}{RT} mol\ H_2$$

El número de moles de H_2 que se extraen es:

$$n' = \frac{1\ atm \cdot 60\ L}{RT} = \frac{60}{RT} mol\ H_2$$

La presión final en el recipiente es:

$$p = \frac{\left[\frac{120}{RT} - \frac{60}{RT}\right] RT}{30} = \mathbf{2\ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

> *2.57. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2 L que contiene 1 g de He, 14 g de CO y 10 g de NO a 27°C?*
> *a) 21,61 atm*
> *b) 13,33 atm*
> *c) 1,24 atm*
> *d) 0,31 atm*
> *(Datos: C = 12; O = 16; He = 4; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹)*
> *(O.Q.L. Murcia 2003)*

Las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$p_{He} = \frac{1\ g\ He\ (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (27+273)\ K}{2\ L} \frac{1\ mol\ He}{4\ g\ He} = 3{,}08\ atm$$

$$p_{CO} = \frac{14\ g\ CO\ (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (27+273)\ K}{2\ L} \frac{1\ mol\ CO}{28\ g\ CO} = 6{,}15\ atm$$

$$p_{NO} = \frac{10\ g\ NO\ (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (27+273)\ K}{2\ L} \frac{1\ mol\ NO}{30\ g\ NO} = 4{,}10\ atm$$

Aplicando la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas:

$$p = p_{He} + p_{CO} + p_{NO} = (3{,}08 + 6{,}15 + 4{,}10)\ atm = \mathbf{13{,}33\ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

> *2.58. Dos moles de distintos gases, en igualdad de condiciones de presión y temperatura, tienen:*
> *a) La misma masa.*
> *b) El mismo número de átomos.*
> *c) La misma energía interna.*
> *d) El mismo volumen.*
> *(O.Q.L. Castilla y León 2003)*

a) Falso. Sólo es posible si las masas molares son idénticas. Algunos ejemplos son:

CO, N_2 y C_2H_4 tienen masa molar 28 $g \cdot mol^{-1}$

NO y C_2H_6 tienen masa molar 30 $g \cdot mol^{-1}$

CO_2, N_2O y C_3H_8 tienen masa molar 44 $g \cdot mol^{-1}$

b) Falso. Sólo es posible si las moléculas están integradas por el mismo número de átomos. Algunos ejemplos son:

H_2, N_2 y O_2 son moléculas diatómicas

NO_2, SO_2 y CO_2 son moléculas triatómicas

c) Falso. La energía interna, U, es una magnitud intensiva, es decir, depende de la masa de gas existente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas (moles).

La respuesta correcta es la **d**.

2.59. Una de las siguientes expresiones sobre el comportamiento de los gases es falsa:
a) Las interacciones entre las moléculas de un gas ideal son nulas.
b) Los gases se acercan al comportamiento ideal a bajas temperaturas.
c) La presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente.
d) Los gases se alejan del comportamiento ideal a altas presiones.

(O.Q.L. Baleares 2003)

a) Verdadero. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) **Falso**. Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas.

c) Verdadero. De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, "la presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente".

d) Verdadero. Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas.

La respuesta correcta es la **b**.

2.60. Considerando el aire como una mezcla homogénea de composición volumétrica 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de argón, la "masa molar aparente" del aire resulta ser:
a) 14,68 g/mol
b) 28,96 g/mol
c) 29,36 g/mol
d) No se puede conocer.

(Masas atómicas: O = 16; N = 14; Ar = 39,9)

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Por tanto si se considera que se parte de "1 mol de aire" se dispone de:

0,78 moles de N_2; 0,21 moles de O_2 y 0,01 moles de Ar

Pasando a gramos se obtiene:

$$\frac{0{,}78\ \text{mol}\ N_2\ \frac{28\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} + 0{,}21\ \text{mol}\ O_2\ \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} + 0{,}01\ \text{mol Ar}\ \frac{39{,}9\ \text{g Ar}}{1\ \text{mol Ar}}}{1\ \text{mol aire}} = \mathbf{28{,}96}\ \frac{\mathbf{g}}{\mathbf{mol}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.61. En la combustión de 5 L de un alcano a 2 atm y 273 K se desprenden 40 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Dicho alcano puede ser:
a) Etano
b) Butano
c) Propano
d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2004)

Aplicando la ley de *Boyle* se puede calcular el volumen de hidrocarburo que se quema, medido en condiciones normales:

$$p_1V_1 = p_2V_2 \qquad \longrightarrow \qquad V_2 = \frac{2\ \text{atm}\cdot 5\ \text{L}}{1\ \text{atm}} = 10\ \text{L}$$

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2, relacionando ambos volúmenes:

$$\frac{40\ \text{L}\ CO_2}{10\ \text{L hidrocarburo}} = 4\,\frac{\text{L}\ CO_2}{\text{L hidrocarburo}}$$

de acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* que dice que:

> *"los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción químicas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos".*

El hidrocarburo que contiene 4 moles de C, es el **butano**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.62. Al estudiar el comportamiento de 1 mol de moléculas de gas H_2 a 100°C en un recipiente de 2 litros de capacidad, y asumiendo que éste está bien descrito por la teoría cinética de gases y el modelo de gas ideal, se encuentra que:
a) La energía cinética de todas las moléculas es la misma.
b) La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.
c) Las interacciones entre las partículas son de tipo dipolo inducido-dipolo inducido.
d) Las moléculas de gas estarán prácticamente inmóviles a esta temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

b) **Verdadero**. Las moléculas de gas están en constante movimiento y al chocar con las paredes del recipiente son las responsables de la presión ejercida por el gas.

c) Falso. La temperatura es demasiado alta para que existan interacciones entre las moléculas y por lo tanto las que puedan existir son despreciables.

d) Falso. Las moléculas sólo estarán inmóviles a la temperatura de 0 K. De hecho, de acuerdo con la ecuación de *Maxwell*, a 100°C su velocidad es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \qquad \longrightarrow \qquad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3\ (8{,}314\ \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (100+273)\ \text{K}}{0{,}002\ \text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}}} = 2157\ \text{m}\cdot\text{s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.63. Un volumen de 10 cm^3 de gas fluoruro de hidrógeno reacciona con 5 cm^3 de difluoruro de dinitrógeno gaseoso formando 10 cm^3 de un solo gas medido a presión y temperatura constante. Señale la letra que representa esta reacción.
a) $HF + N_2F_2 \longrightarrow N_2HF_3$
b) $2\ HF + N_2F_2 \longrightarrow 2\ N_2HF_2$
c) $2\ HF + N_2F_2 \longrightarrow N_2H_2F_4$
d) $HF + 2\ N_2F_2 \longrightarrow N_4HF_5$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* que dice que:

> *"los volúmenes de de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos".*

Aplicado a los datos dados:

$$10\ cm^3\ HF + 5\ cm^3\ N_2F_2 \longrightarrow 10\ cm^3\ \text{producto}$$

La relación volumétrica es (2+1) para producir 2. Esta relación coincide con la relación estequiométrica de la reacción:

$$\mathbf{2\ HF + N_2F_2 \longrightarrow 2\ N_2HF_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.64. ¿Cuál es la densidad del gas oxígeno (O_2) a 298 K y 0,987 atm?
a) 2,23 g/L
b) 1,29 g/L
c) 1,89 g/L
d) 5,24 g/L

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p·M}{RT} \longrightarrow \rho = \frac{0{,}987\ \text{atm}\ (32\ \text{g·mol}^{-1})}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 298\ \text{K}} = \mathbf{1{,}29\ g·L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.65. Una muestra de Kr (g) se escapa a través de un pequeño agujero en 87,3 s y un gas desconocido, en condiciones idénticas, necesita 42,9 s. ¿Cuál es la masa molar del gas desconocido?
a) 40,5 g/mol
b) 23,4 g/mol
c) 20,2 g/mol
d) 10,5 g/mol
Dato: M (Kr = 83,80)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la ley de *Graham*, las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{Kr}}{u_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{Kr}}}$$

Elevando al cuadrado:

$$M_X = M_{Kr}\left(\frac{u_{Kr}}{u_X}\right)^2 \qquad \longrightarrow \qquad M_X = M_{Kr}\left(\frac{n/t_{Kr}}{n/t_X}\right)^2 = M_{Kr}\left(\frac{t_X}{t_{Kr}}\right)^2$$

Sustituyendo:

$$M_X = 83{,}80\ \text{g·mol}^{-1}\left(\frac{42{,}9}{87{,}3}\right)^2 = \mathbf{20{,}2\ g·mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.66. A 27°C y 750 Torr, dos muestras de gas metano (CH_4) y oxígeno, de 16 g cada una, tendrán las mismas:
a) Velocidades moleculares medias.
b) Energías cinéticas moleculares medias.
c) Número de partículas gaseosas.
d) Volúmenes gaseosos.
e) Velocidades de efusión medias.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.N. Sevilla 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \qquad \longrightarrow \qquad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad molecular media del CH_4 es mayor ya que tiene menor masa molar.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

c) Falso.

$$16\ \text{g } CH_4 \frac{1\ \text{mol } CH_4}{16\ \text{g } CH_4}\frac{L\ \text{moléculas } CH_4}{1\ \text{mol } CH_4} = L\ \text{moléculas } CH_4$$

$$16\ \text{g } O_2 \frac{1\ \text{mol } O_2}{32\ \text{g } O_2}\frac{L\ \text{moléculas } O_2}{1\ \text{mol } O_2} = \frac{L}{2}\text{moléculas } O_2$$

d) Falso.

$$V_{CH_4} = \frac{16\ \text{g } CH_4\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (27+273)\ \text{K}}{750\ \text{mmHg}}\frac{1\ \text{mol } CH_4}{16\ \text{g } CH_4}\frac{750\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 24{,}92\ \text{L}$$

$$V_{O_2} = \frac{16\ \text{g } O_2\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (27+273)\ \text{K}}{750\ \text{mmHg}}\frac{1\ \text{mol } O_2}{32\ \text{g } O_2}\frac{750\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 12{,}46\ \text{L}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de *Graham*, las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{CH_4}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{CH_4}}} \longrightarrow \quad u_{CH_4} \text{ es mayor ya que su masa molar es menor}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Sevilla 2010 se proponen 50 g de N_2 (g) y SO_2 (g) a 27°C y 750 mmHg).

2.67. Calcule la velocidad cuadrática media, en m/s, para las moléculas de H_2 (g) a 30°C.
a) $6{,}09 \cdot 10^2$ $m \cdot s^{-1}$
b) $5{,}26 \cdot 10^3$ $m \cdot s^{-1}$
c) $6{,}13 \cdot 10^1$ $m \cdot s^{-1}$
d) $1{,}94 \cdot 10^3$ $m \cdot s^{-1}$
e) $2{,}74 \cdot 10^3$ $m \cdot s^{-1}$
(Datos. Masa del H = 2 $g \cdot mol^{-1}$; constante R = 8,314 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)
(O.Q.N. Luarca 2005)

Aplicando la ecuación de *Maxwell* para calcular la velocidad cuadrática media:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3\ (8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (30+273)\ K}{0{,}002\ kg \cdot mol^{-1}}} = \mathbf{1{,}94 \cdot 10^3\ m \cdot s^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.68. Una muestra de 0,90 g de agua líquida se introduce en un matraz de 2,00 L previamente evacuado, después se cierra y se calienta hasta 37°C. ¿Qué porcentaje de agua, en masa, permanece en fase líquida?
La presión de vapor del agua a 37°C es 48,2 Torr.
a) 10%
b) 18%
c) 82%
d) 90%
e) 0%
(Datos. Constante R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; 1 atm = 760 Torr)
(O.Q.N. Luarca 2005)

Considerando comportamiento ideal, la masa de agua correspondiente al agua en la fase vapor es:

$$pV = \frac{m}{M}RT \longrightarrow \quad m = \frac{pVM}{RT}$$

$$m = \frac{(48{,}2\ Torr)\ (2\ L)\ (18\ g \cdot mol^{-1})}{(0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (100+273)\ K} \frac{1\ atm}{760\ Torr} = 0{,}09\ g$$

La masa de agua que queda en la fase líquida, expresada como porcentaje, es:

$$m = \frac{(0{,}90 - 0{,}09)\ \text{g}}{0{,}90\ \text{g}} 100 = \mathbf{90\%}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.69. ¿Cuál es la razón de las velocidades de difusión de Cl_2 y O_2? Razón Cl_2: O_2
a) 0,45
b) 0,69
c) 0,47
d) 1,5
e) 0,67
(Masas: Cl = 35,5; O = 16)
(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con la ley de *Graham*, las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{Cl_2}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{Cl_2}}} \longrightarrow \frac{u_{Cl_2}}{u_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{71}} = \mathbf{0{,}67}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.70. Cuando se habla de gases, se denominan condiciones normales a:
a) 25°C y presión de una atmósfera.
b) 0°C y presión de una atmósfera.
c) 25°C y presión de 1000 mm de mercurio.
d) 0°C y presión de 1000 mm de mercurio.
(O.Q.L. Murcia 2005)

Se consideran condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0°C.

La respuesta correcta es la **b**.

2.71. El barómetro fue introducido por:
a) Madame Curie en colaboración con su esposo, Pierre.
b) Sir William Thomson, Lord Kelvin.
c) John W. Strutt, Lord Rayleigh.
d) Evangelista Torricelli.
(O.Q.L. Murcia 2005)

a) Falso. *Marie* y *Pierre Curie* descubrieron el polonio y el radio.

b) Falso. *Lord Kelvin* estableció la escala absoluta de temperaturas.

c) Falso. *Lord Rayleigh* propuso su teoría sobre el sonido.

d) **Verdadero**. El barómetro fue construido por *Evangelista Torricelli* en 1643.

La respuesta correcta es la **d**.

2.72. ¿Qué volumen de aire, medido a 745 mmHg y 32°C debe ser procesado para obtener el N_2 (g) necesario para llenar una botella de 8,0 L a 11,0 atm y 25°C?
a) 11,2 L
b) 0,93 L
c) 116 L
d) 10,2 L
(Datos. Composición porcentual del aire: 79% N_2 y 21% O_2; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 necesario para llenar la botella es:

$$n = \frac{11\ \text{atm}\cdot 8\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}} = 3{,}60\ \text{mol}\ N_2$$

Teniendo en cuenta que en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar, el número de moles de aire correspondiente a esa cantidad de N_2 es:

$$3{,}60\ \text{mol}\ N_2 \frac{100\ \text{mol aire}}{79\ \text{mol}\ N_2} = 4{,}56\ \text{mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el aire en esas condiciones es:

$$V_{aire} = \frac{4{,}56\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (32+273)\ \text{K}}{745\ \text{mmHg}} \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{116{,}3\ L\ aire}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.73. Una mezcla gaseosa contiene 50,0% de O_2, 25,0% de N_2 y 25,0% de Cl_2, en masa. A temperatura y presión estándar, la presión parcial del:
a) Cl_2 (g) es mayor de 0,25 atm.
b) O_2 (g) es igual a 380 Torr.
c) Cl_2 (g) es menor de 0,25 atm.
d) N_2 (g) es igual a 0,25 atm.
(Masas: Cl = 35,5; N = 14; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\cdot y_i$$

Las fracciones molares correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$y_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{50\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}}{25\ \text{g}\ Cl_2 \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{71\ \text{g}\ Cl_2} + 50\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} + 25\ \text{g}\ N_2 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}} = 0{,}557$$

$$y_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25\ \text{g}\ Cl_2 \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{71\ \text{g}\ Cl_2}}{25\ \text{g}\ Cl_2 \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{71\ \text{g}\ Cl_2} + 50\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} + 25\ \text{g}\ N_2 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}} = 0{,}125$$

$$y_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25\ \text{g}\ N_2 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}}{25\ \text{g}\ Cl_2 \frac{1\ \text{mol}\ Cl_2}{71\ \text{g}\ Cl_2} + 50\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} + 25\ \text{g}\ N_2 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2}} = 0{,}318$$

Las presiones parciales correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$p_{O_2} = p\cdot y_{O_2} \longrightarrow p_{O_2} = 1\ \text{atm}\cdot 0{,}557 = 0{,}557\ \text{atm} \frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} = 423\ \text{Torr}$$

$$p_{Cl_2} = p\cdot y_{Cl_2} \longrightarrow p_{Cl_2} = 1\ \text{atm}\cdot 0{,}125 = 0{,}125\ \text{atm}$$

$$p_{N_2} = p \cdot y_{N_2} \quad \longrightarrow \quad p_{N_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0{,}375 = 0{,}318 \text{ atm}$$

La presión parcial del Cl_2 es menor de 0,25 atm.

La respuesta correcta es la **c**.

2.74. Una muestra de magnesio reacciona con un exceso de HCl y produce 2,5 L de hidrógeno gaseoso a 0,97 atm y 298 K. ¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se producen?
a) 10,1 moles
b) 0,063 moles
c) 75,6 moles
d) 0,099 moles
e) 2,5 moles
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Considerando comportamiento ideal el número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{0{,}97 \text{ atm} \cdot 2{,}5 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \ 298 \text{ K}} = \mathbf{0{,}099 \ mol \ H_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.75. Se dispone de una mezcla de 150 g de N_2 (g) y 150 g de H_2 (g) para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es de 1,5 atm, la presión parcial de N_2 (g) es:
a) 0,10 atm
b) 0,25 atm
c) 1 atm
d) 1,25 atm
e) 0,75 atm
(Masas atómicas: H = 1,008; N = 14,007)

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{N_2} = p \cdot y_{N_2} \quad \longrightarrow \quad p_{N_2} = 1{,}5 \text{ atm} \frac{150 \text{ g } N_2 \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2}}{150 \text{ g } N_2 \frac{1 \text{ mol } N_2}{28 \text{ g } N_2} + 150 \text{ g } H_2 \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2}} = \mathbf{0{,}10 \ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.76. ¿A qué temperatura las moléculas de CH_4 (g) (masa molar = 16 g mol^{-1}), tienen la misma energía cinética media que las moléculas de H_2O (g) (masa molar = 18 g mol^{-1}) a 120°C?
a) 30°C
b) 80°C
c) 90°C
d) 120°C
e) 180°C

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

Ambos gases deben estar a la misma temperatura, **120°C**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.77. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:
a) Todas las moléculas o átomos de un gas tienen la misma energía cinética.
b) Los choques entre las distintas moléculas o átomos de un gas son perfectamente elásticos.
c) El volumen que ocupa un gas depende de su masa molecular.
d) Cuando se aumenta mucho la presión se puede llegar a licuar el gas.
(O.Q.L. Murcia 2006)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

b) **Verdadero**. Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen que es prácticamente despreciable.

c) Falso. De acuerdo con las leyes de los gases, el volumen que ocupa una determinada masa de gas sólo depende de la presión (*Boyle*) y de la temperatura (*Charles*).

d) Falso. Sólo si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.78. La densidad del pentano a 25°C y 750 mmHg es:
a) 2,21 $g \cdot L^{-1}$
b) 34,6 $g \cdot L^{-1}$
c) 2,42 $g \cdot L^{-1}$
d) 2,91 $g \cdot L^{-1}$
(Datos. Masas atómicas: H = 1; C = 12; constante R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)
(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT} \longrightarrow \rho = \frac{(750\ \text{mmHg})\ (72\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}{(0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}} \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = \mathbf{2{,}91\ g \cdot L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.79. Un recipiente contiene a 130°C y 760 mmHg, 50 g de cada uno de los siguientes gases: CO_2, O_2, Ne, N_2 y H_2O. Las velocidades moleculares medias son:
a) $CO_2 > Ne > N_2 > H_2O > O_2$
b) $O_2 > Ne > CO_2 > N_2 > H_2O$
c) $CO_2 = Ne = N_2 = H_2O = O_2$
d) $H_2O > Ne > N_2 > O_2 > CO_2$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ne = 20,2; N = 14; H = 1)
(O.Q.L. Madrid 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como todos los gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del un gas es inversamente proporcional a su masa molar, por tanto, el gas más ligero es el que tiene mayor velocidad cuadrática media. Las masas molares de los gases dados son:

Sustancia	H_2O	Ne	N_2	O_2	CO_2
$M\,/\,g{\cdot}mol^{-1}$	18	20,2	28	32	44

De acuerdo con las masas molares, el orden decreciente de velocidades es:

$$\mathbf{H_2O > Ne > N_2 > O_2 > CO_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.80. ¿Cuál es, aproximadamente, la densidad del NH_3 en condiciones normales?
a) 0,8 g/L
b) 1 g/cm^3
c) 17 g/L

(O.Q.L. La Rioja 2006)

Considerando comportamiento ideal, el volumen molar de un gas en condiciones normales de p y T es 22,4 $L{\cdot}mol^{-1}$:

$$\rho = \frac{17\ g{\cdot}mol^{-1}}{22{,}4\ L{\cdot}mol^{-1}} = \mathbf{0{,}8\ g{\cdot}L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.81. Si la densidad de un gas A es doble que la de otro B a las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede decir que:
a) La masa molecular de B es doble que la de A
b) La masa molecular de A es doble que la de B
c) Las masas moleculares no afectan a la densidad

(O.Q.L. La Rioja 2006)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho_X = M_X \frac{p}{RT}$$

La relación entre las densidades es:

$$\frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{M_A \frac{p}{RT}}{M_B \frac{p}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{M_A}{M_B} = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.82. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.
a) A temperatura y volumen fijos, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente disminuye cuando se introduce más cantidad del mismo.
b) A temperatura fija, el volumen de un gas contenido en un recipiente aumenta con la presión.
c) Volúmenes iguales de gases diferentes siempre tienen el mismo número de moléculas.
d) Cuando se mezclan varios gases, la presión ejercida por la mezcla es directamente proporcional a la suma del número de moles de todos los gases.
e) Volúmenes iguales de hidrógeno y dióxido de azufre, SO_2, en condiciones normales, contienen el mismo número de átomos.
(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Falso. Si a temperatura y volumen constantes, se introduce más gas en el recipiente, es decir, se aumenta el número de moles, la presión aumenta. Así de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = n\frac{RT}{V}$$

b) Falso. De acuerdo con la ley de *Boyle*, para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales:

$$p\,V = \text{cte}$$

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas, la presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes.

Por ejemplo, para una mezcla de dos gases A y B:

$$p = p_A + p_B \quad \longrightarrow \quad p = n_A\frac{RT}{V} + n_B\frac{RT}{V} = (n_A + n_B)\frac{RT}{V}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de *Avogadro*, volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

El número de átomos es diferente, ya que la molécula de H_2 está formada por 2 átomos y la de SO_2 por 3 átomos.

La respuesta correcta es la **d**.

2.83. En un recipiente de 2,5 litros se introducen cantidades equimoleculares de NO_2 gaseoso N_2O_4 gaseoso a la temperatura de 25°C. Si la masa total de gas en el matraz es de 30 g, la presión total en su interior será:
a) 1,54 bar
b) 5,45 bar
c) 4,30 bar
d) 2,63 bar
e) 3,85 bar
(Datos. Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 1,013 bar)
(O.Q.N. Córdoba 2007)

Si se trata de cantidades equilimoleculares de gas las presiones ejercidas por ellos son iguales:

$$p_{NO_2} = p_{N_2O_4}$$

Llamando n a los moles de NO_2 y de N_2O_4 se puede escribir:

$$\text{n mol } NO_2 \frac{46 \text{ g } NO_2}{1 \text{ mol } NO_2} + \text{n mol } N_2O_4 \frac{92 \text{ g } N_2O_4}{1 \text{ mol } N_2O_4} = 30 \text{ mezcla} \quad \rightarrow \quad n = 0{,}2174 \text{ mol}$$

Aplicando la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas:

$$p = p_{NO_2} + p_{N_2O_4} = 2n\frac{RT}{V}$$

Sustituyendo:

$$p = 2\frac{0{,}2174 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273) \text{ K}}{2{,}5 \text{ L}}\frac{1{,}013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{4{,}3\ bar}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.84. Un recipiente contiene 2 moles de He a la temperatura de 30°C. Manteniendo constante la temperatura, cuando al recipiente se le añade 1 mol de H_2:
a) La presión del He permanece constante.
b) El volumen de He disminuye.
c) La presión parcial del H_2 dependerá de los moles de He presentes.
d) Las moléculas de H_2 presentarán mayor energía cinética que los átomos de He.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) **Verdadero**. Como el He es un inerte y no reacciona con el H_2, el número de moles de ambos gases permanece constante y con ello su presión parcial.

b) Falso. El volumen de He permanece constante al haber reacción entre ambos gases.

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión que ejerce un gas en una mezcla se calcula como si el gas estuviera solo en el recipiente por lo que la cantidad de un gas no afecta a la presión que ejerce el otro.

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de las moléculas de gas que sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.85. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:
a) Un gas es ideal cuando todas sus partículas tienen la misma energía cinética.
b) La energía cinética global de las distintas moléculas se mantiene con el tiempo.
c) El volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
d) Cuando se disminuye suficientemente la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT$$ siendo k la constante de *Boltzmann*.

b) **Verdadero**. Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen que es prácticamente despreciable, por tanto, la energía cinética de las moléculas se mantiene con el tiempo.

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Charles*, el volumen que ocupa una determinada masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

d) Falso. Sólo si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.86. Cuando se irradia oxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono, O_3. Un recipiente que contiene 1 L de oxígeno se irradia con luz UV y el volumen se reduce a 976 cm^3, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Qué porcentaje de oxígeno se ha transformado en ozono?
a) 10,5%
b) 12%
c) 7,2%
d) 6,5%

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química correspondiente a la transformación del oxígeno en ozono es:

$$3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ O_3\ (g)$$

como se observa, existe una contracción de volumen de (3 – 2) = 1 mL por cada 3 mL de O_2 que se transforman.

La contracción de volumen en el experimento ha sido de:

$$1000\ \text{mL}\ \text{(inicial)} - 976\ \text{mL}\ \text{(final)} = 24\ \text{mL}\ \text{(contracción)}$$

Relacionando ambas contracciones de volumen:

$$24\ \text{mL}\ O_2\ \text{(contracción)} \frac{3\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}}{1\ \text{mL}\ O_2\ \text{(contracción)}} = 72\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}$$

Expresando el valor como porcentaje:

$$\frac{72\ \text{mL}\ O_2\ \text{(transformado)}}{1000\ \text{mL}\ O_2\ \text{(inicial)}} 100 = \mathbf{7{,}2\%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.87. Las masas de volúmenes iguales de un gas X y de oxígeno, en las mismas condiciones de temperatura y presión, son 72 g y 36 g, respectivamente. La masa molecular del gas X será:
a) 36
b) 64
c) 32
d) 72

(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. LaRioja 2007)

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, dos gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, que ocupan el mismo volumen, quiere decir que están constituidos por el mismo número de moléculas o moles:

$$n_X = n_{O_2} \longrightarrow \frac{m_X}{M_X} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

Sustituyendo:

$$\frac{72\ \text{g}}{M_X} = \frac{36\ \text{g}}{32\ \text{g·mol}^{-1}} \longrightarrow M_X = \mathbf{64\ g·mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.88. La densidad de un gas desconocido es 1,375 veces superior a la del oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura. Por tanto, la masa molar de dicho gas es:
a) 44 g/mol
b) 23,27 g/mol
c) 22 g/mol
d) Faltan datos
(Masa atómica: O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2008)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p·M}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del O_2:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{pM_X}{RT}}{\frac{pM_{O_2}}{RT}} \longrightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_X}{M_{O_2}} \longrightarrow M_X = 1{,}375\frac{32\ \text{g}}{\text{mol}} = \mathbf{44\ g·mol^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.89. Cuando se mezclan, en las mismas condiciones de presión y temperatura, 3 L de cloro gas con 1 L de vapor de yodo reaccionan completamente y se obtienen 2 L, en las citadas condiciones, de un gas desconocido. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?
a) Cl_2I_5
b) Cl_3I
c) ClI
d) ClI_3
(O.Q.L. Murcia 2008)

La ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas dice los volúmenes de gases que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos.

De acuerdo con esto si 3 L de Cl_2 reaccionan con 1 L de I_2 y forman 2 L de compuesto, la ecuación química ajustada que está de acuerdo con dicha ley es:

$$3\ Cl_2\ (g) + I_2\ (g) \longrightarrow 2\ ICl_3\ (g)$$

La fórmula del compuesto es $\mathbf{ICl_3}$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.90. Al enfriar mucho el aire, ¿podemos licuarlo?
a) Sí, incluso podremos solidificarlo.
b) Para licuarlo también habrá que comprimirlo.
c) Sólo licuará el nitrógeno por ser el componente más volátil.
d) No, la presencia de vapor de agua lo impedirá.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Todo gas puede pasar al estado líquido, siempre que lo permitan la temperatura a que está sometido y la presión que soporte.

Los gases como O_2 y N_2 (contenidos en el aire) llamados *gases permanentes* por su dificultad para licuarlos se caracterizan por tener una temperatura crítica baja, lo que obliga a utilizar procedimientos especiales para alcanzar el estado líquido; además, a causa de las temperaturas que hay que alcanzar, no se puede contar con una fuente fría exterior al sistema, que pueda extraerle el calor necesario para llevar el cambio de estado.

Gas	$T_{crítica}$ / K	$p_{crítica}$ / atm	$T_{ebullición}$ / K
N_2	126,3	33,5	77,4
O_2	154,8	49,7	90,2

La técnica del proceso de licuación de gases consiste en enfriarlos a una temperatura inferior a la crítica y someterlos a una compresión isoterma que dependerá del de enfriamiento logrado, aunque siempre superior al valor de la presión crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

2.91. De acuerdo con la teoría cinética de gases ideales:
a) Un gas es ideal cuando las interacciones entre sus partículas son de tipo repulsivo.
b) Un gas no se puede licuar por más que aumentemos la presión.
c) Un gas es ideal cuando no se producen choques entre las partículas.
d) Un aumento de la temperatura no implica ningún cambio en la velocidad de las partículas.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) Falso. Sólo si se encuentra por encima de su temperatura crítica.

c) **Verdadero**. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

d) Falso. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.92. "A temperatura constante, el volumen ocupado por una cantidad determinada de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta". Esta, es la conocida como ley de Boyle-Mariotte, que se representa por:
a) $V_1 \cdot p_2 = V_2 \cdot p_1$
b) $V_1 \cdot T_1 = V_2 \cdot T_2$
c) $V_1 / p_1 = V_2 / p_2$
d) $V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2$

(O.Q.L. Murcia 2008)

La expresión matemática de la ley de *Boyle* es:

$$\mathbf{V_1 \cdot p_1 = V_2 \cdot p_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.93. ¿Cuál es, aproximadamente, la densidad del NH_3 *en condiciones normales?*
a) 0,8 g/L
b) 1,0 g/cm^3
c) 17,0 g/L
d) 1,6 g/L
(Datos. Masas: N = 14; H = 1)

(O.Q.L. Asturias 2008)

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 22,4 L, por tanto su densidad en esas condiciones es:

$$\rho = \frac{M}{V_M} = \frac{17\ g\cdot mol^{-1}}{22{,}4\ L\cdot mol^{-1}} = \mathbf{0{,}76\ g\cdot L^{-1}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.94. Se llena un recipiente con el mismo número de moles de oxígeno y dióxido de carbono. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es la correcta?
a) Las moléculas de CO_2 *tienen la misma velocidad media que las de* O_2*.*
b) Las moléculas de CO_2 *tienen mayor velocidad media de colisión con las paredes del recipiente que las de* O_2*.*
c) Las moléculas de CO_2 *tienen mayor velocidad media que las de* O_2*.*
d) Las moléculas de CO_2 *tienen la misma energía cinética media que las de* O_2*.*

(O.Q.L. Madrid 2008)

a-b-c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de *Maxwell*:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \longrightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad media del O_2 es mayor ya que tiene menor masa molar.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.95. Una muestra de propano, C_3H_8, se encuentra inicialmente en un contenedor a 80°C y 700 mmHg y se calienta hasta 120°C a volumen constante. ¿Cuál es la presión final expresada en mmHg?
a) 1050 mmHg
b) 467 mmHg
c) 628 mmHg
d) 779 mmHg
(O.Q.L. Madrid 2008)

En un contenedor en el que se mantiene constante el volumen de acuerdo con la ley de *Charles*:

"para una masa de gas a volumen constante, las presiones son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas".

$$\frac{p_1}{T_1}=\frac{p_2}{T_2} \longrightarrow \frac{700\ \text{mmHg}}{(80+273)\ \text{K}}=\frac{p_2}{(120+273)\ \text{K}} \longrightarrow p_2=\mathbf{779\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.96. Las llamadas condiciones normales de presión y temperatura se definen de forma arbitraria como:
a) 273 K y 76 mmHg
b) 25°C y 1,0 atm
c) 273°C y 76 torr
d) 273 K y 1 atm
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Se consideran condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm (760 mmHg) y 0°C (273 K).

La respuesta correcta es la **d**.

2.97. La solubilidad del CO_2 (g) en agua no se ve influida por:
a) la presión.
b) la temperatura.
c) la velocidad con que se deja pasar el flujo de gas.
d) la reacción química del gas con el agua.
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a-b) Falso. De acuerdo con la ley de *Henry* la solubilidad de un gas es proporcional a su presión, y la constante de proporcionalidad depende de la temperatura.

d) Falso. El CO_2 reacciona con el agua de acuerda con la siguiente ecuación:

$$CO_2\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_2CO_3\ (aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.98. Se sabe que a la temperatura de 1000°C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20%. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1000°C en un reactor de 200 mL. ¿Cuántos gramos de yodo quedan después de esta experiencia?
a) 0,18 g
b) 0,20 g
c) 0,15 g
d) 0,23 g

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La masa de I_2 sin disociar es:

$$0{,}25\text{ g I}_2\,\frac{(100-20)\text{ g I}_2\text{ (sin disociar)}}{100\text{ g I}_2\text{ (inicial)}} = \mathbf{0{,}20\text{ g I}_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.99. ¿Qué sucedería con la presión de un gas si sus moléculas permanecieran estáticas?
a) Aumentaría la presión.
b) Seguiría igual la presión.
c) Descendería la presión.
d) Sería nula la presión.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de los gases, las moléculas de un gas ejercen presión al chocar elásticamente contra las paredes del recipiente que lo contiene. Si las moléculas permanecen estáticas la presión ejercida por el gas es nula.

La respuesta correcta es la **d**.

2.100. Se sabe que a la temperatura de 1000°C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20%. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1000°C en un reactor de 200 mL. Se quiere saber la presión final del gas en el reactor.
a) 2,523 atm
b) 0,250 atm
c) 0,617 atm
d) 1,321 atm
(Datos. M_{I_2} = 253,8 g/mol; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

Los moles de I_2 sin disociar son:

$$0{,}25\text{ g I}_2\,\frac{(100-20)\text{ g I}_2\text{ (sin disociar)}}{100\text{ g I}_2\text{ (inicial)}}\,\frac{1\text{ mol I}_2}{253{,}8\text{ g I}_2} = 7{,}9\cdot10^{-4}\text{ mol I}_2$$

Los moles de I formados son:

$$0{,}25\text{ g I}_2\,\frac{20\text{ g I}_2\text{ (disociado)}}{100\text{ g I}_2\text{ (inicial)}}\,\frac{1\text{ mol I}_2}{253{,}8\text{ g I}_2}\,\frac{2\text{ mol I}}{1\text{ mol I}_2} = 3{,}9\cdot10^{-4}\text{ mol I}$$

La presión es:

$$p = \frac{(7{,}9+3{,}9)10^{-4}\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\,(1000+273)\text{ K}}{200\text{ mL}}\,\frac{10^3\text{ mL}}{1\text{ L}} = \mathbf{0{,}616\text{ atm}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.101. Un globo contiene 2,5 L de gas a la temperatura de 27°C. Si se enfría hasta -23°C, el globo:
a) Aumentará su volumen
b) Disminuirá su volumen
c) No variará su volumen
d) Explotará

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un globo es un recipiente en el que se mantiene constante la presión, $p = p_{atm}$. De acuerdo con la ley de *Charles*:

> *"para una masa de gas a presión constante, los volúmenes son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas"*.

Por tanto, si desciende la temperatura disminuirá el volumen del globo.

Calculando el valor del volumen ocupado por el gas:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{2{,}5\ \text{L}}{(27+273)\ \text{K}} = \frac{V_2}{(-33+273)\ \text{K}} \longrightarrow V_2 = 2{,}1\ \text{L}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.102. Se dispone de una botella de 20 L de nitrógeno a la presión de 25 atm y se utiliza para determinar el volumen de un depósito al que previamente se le ha hecho vacío. Conectada la botella al depósito, después de alcanzar el equilibrio, la presión es igual a 5 atm. El volumen del depósito será:
a) 100 L
b) 120 L
c) 80 L
d) No se puede determinar.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 que hay inicialmente en la botella es:

$$n_0 = \frac{25\ \text{atm}\cdot 20\ \text{L}}{RT} = \frac{500}{RT}\ \text{mol}$$

El número de moles de N_2 que hay en la botella después de conectarla al depósito es:

$$n = \frac{5\ \text{atm}\cdot 20\ \text{L}}{RT} = \frac{100}{RT}\ \text{mol}$$

El número de moles de N_2 que pasan al depósito es:

$$\Delta n = (n_0 - n) = \frac{400}{RT}\ \text{mol}$$

El volumen del depósito es:

$$V = \frac{\frac{400}{RT} RT}{5} = \mathbf{80\ L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.103. A un gas que se encuentra en una vasija rígida (volumen constante) a 57,8 kPa y 289,2 K se le añade otro gas. La presión y temperatura finales son 95,8 kPa y 302,7 K. ¿Cuál será el número de moles de cada gas en la mezcla final si el volumen de la vasija es 547 mL?
a) 0,0131 mol y 0,0077 mol
b) 0,021 mol y 0,0033 mol
c) Es equimolar
d) No se depende del volumen.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 Pa = 9,87·10^{-6} atm.
(O.Q.L. La Rioja 2008)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles que hay inicialmente en la vasija es:

$$n_0 = \frac{57{,}8\ \text{kPa}\cdot 547\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ 289{,}2\ \text{K}}\ \frac{10^3\ \text{Pa}}{1\ \text{kPa}}\ \frac{9{,}87\cdot 10^{-6}\ \text{atm}}{1\ \text{Pa}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}0131\ \text{mol}$$

El número de moles que hay en la vasija al final es:

$$n = \frac{95{,}8\ \text{kPa}\cdot 547\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ 289{,}2\ \text{K}}\ \frac{10^3\ \text{Pa}}{1\ \text{kPa}}\ \frac{9{,}87\cdot 10^{-6}\ \text{atm}}{1\ \text{Pa}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 0{,}0208\ \text{mol}$$

El número de moles añadido es:

$$(n - n_0) = 0{,}0208\ \text{mol} - 0{,}0131\ \text{mol} = \mathbf{0{,}0077\ mol}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.104. Se desea preparar O_2 (g) con una densidad de 1,5 g/L a la temperatura de 37°C. ¿Cuál debe ser la presión del gas?
a) 0,142 atm
b) 0,838 atm
c) 0,074 atm
d) 1,19 atm
e) 7,11·10^{-2} atm
(Dato. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})
(O.Q.N. Ávila 2009)

Considerando comportamiento ideal para el O_2, la presión es:

$$p = \frac{1{,}5\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (37{+}273)\ \text{K}}{1\ \text{L}}\ \frac{1\ \text{mol}}{32\ \text{g}} = \mathbf{1{,}19\ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.105. Dos recipientes con el mismo volumen contienen 100 g de CO_2 y 100 g de CH_4, respectivamente, a la misma temperatura. Se puede afirmar que en ambos recipientes:
a) Hay el mismo número de moles.
b) Las moléculas tienen la misma energía cinética media.
c) Las moléculas tienen la misma velocidad media.
d) Las moléculas tienen la misma energía cinética media y la misma velocidad media.
e) Existe la misma presión.
(O.Q.N. Ávila 2009)

a) Falso. El número de moles es diferente, ya que, aunque exista la misma masa de ambas sustancias, sus masas molares son distintas. En este caso, hay más moles de CH_4 cuya masa molar es menor

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende su temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}.$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, sus energías cinéticas medias son iguales.

c) Falso. Aunque ambos gases, por estar a la misma temperatura, tengan energías cinéticas medias iguales, las velocidades medias de las moléculas son diferentes, ya que, sus masas molares son distintas. Tienen mayor velocidad media las moléculas de CH_4 que son más ligeras.

d) Falso. Tal como se ha justificado en los aparados anteriores.

e) Falso. Como el número de moles es diferente, aunque la temperatura y el volumen sea el mismo, la presión es mayor en el recipiente que contiene mayor número de moles de gas, en este caso, en el que contiene CH_4 cuya masa molar es menor.

La respuesta correcta es la **d**.

2.106. En un recipiente hermético de 30 L hay una mezcla gaseosa de nitrógeno y oxígeno en la que éste último se encuentra en un 20% en volumen. La presión que se mide en el recipiente es 1,25 atm y la temperatura 25°C. Señale la respuesta correcta:
a) La presión parcial del oxígeno en dicha mezcla es de 190 mmHg.
b) Según De Broglie, si se aumenta la temperatura de la mezcla disminuirá la presión.
c) Si se abre el recipiente que contiene la mezcla saldrá el oxígeno en busca del aire.
d) Si se inyecta un gas inerte la presión no variará.
(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Verdadero. En una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar. De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{O_2} = p \cdot y_{O_2} \qquad \longrightarrow \qquad p_{O_2} = 1{,}25\ \text{atm} \cdot 0{,}20\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{190\ mmHg}$$

b) Falso. *De Broglie* propone el comportamiento ondulatorio de las partículas.

c) Falso. Si se abre el recipiente, que está a mayor presión que el exterior, no sólo sale O_2 sino ambos gases y no en busca del aire.

d) Falso. Si se inyecta un gas, aunque sea inerte, en un recipiente de volumen constante la presión aumenta.

La respuesta correcta es la **a**.

2.107. Si las condiciones de p (1 atm) y T (250°C) se mantienen constantes en todo el proceso, calcule el volumen de los productos de reacción que se obtendrán al quemar 20 L de etano (C_2H_6).
a) 40 L
b) 100 L
c) 50 L
d) Imposible saberlo
(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, la reacción en la que relación de volúmenes C_2H_6/productos es 1/5.

$$20\ \text{L}\ C_2H_6 \frac{5\ \text{L productos}}{1\ \text{L}\ C_2H_6} = \mathbf{100\ L\ productos}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.108. En condiciones normales un gas desconocido tiene una densidad de 0,76 g·L^{-1}. ¿Cuál es el peso molecular de este gas?
a) 2,81 g
b) 17 g
c) 22,4 g
d) 63 g
(O.Q.L. Murcia 2009)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

Sabiendo que le volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 L·mol^{-1}:

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{p} = 22{,}4$$

Igualando ambas expresiones se obtiene la masa molar del gas:

$$M = 22{,}4 \cdot \rho = \frac{22{,}4\ \text{L}}{\text{mol}} \frac{0{,}76\ \text{g}}{\text{L}} = \mathbf{17\ g{\cdot}mol^{-1}} \longrightarrow \text{gas: } \mathbf{NH_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.109. Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas. Este enunciado se corresponde con la ley de:
a) Proust
b) Dalton
c) Lavoisier
d) Avogadro
(O.Q.L. Murcia 2009)

El enunciado se corresponde con la ley de *Avogadro*.

La respuesta correcta es la **d**.

2.110. El metano y el etano son dos componentes esenciales del combustible llamado "gas natural". Si al quemar totalmente 50 mL de una mezcla de ambos gases se obtienen 85 mL de CO_2, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, se cumplirá que:
a) El 70% de mezcla es metano.
b) El 30% de mezcla es etano.
c) El 30% de mezcla es metano.
d) No es una mezcla, todo es etano.
(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la combustión del metano, CH_4, es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

La ecuación química correspondiente a la combustión del etano, C_2H_6, es:

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro* las relaciones molares coinciden con las volumétricas, por tanto si se considera que la mezcla inicial contiene x mL de CH_4 e y mL de C_2H_6 se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{aligned} x\ \text{mL}\ CH_4 + y\ \text{mL}\ C_2H_6 = 50\ \text{mL mezcla} \\ x\ \text{mL}\ CH_4 \frac{1\ \text{mL}\ CO_2}{1\ \text{mL}\ CH_4} + y\ \text{mL}\ C_2H_6 \frac{2\ \text{mL}\ CO_2}{1\ \text{mL}\ C_2H_6} = 85\ \text{mL}\ CO_2 \end{aligned}\right\} \longrightarrow \begin{cases} 15\ \text{mL}\ CH_4 \\ 35\ \text{mL}\ C_2H_6 \end{cases}$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje es:

$$\frac{15\ \text{mL}\ CH_4}{50\ \text{mL gas natural}} 100 = \mathbf{30\%\ CH_4} \qquad \frac{35\ \text{mL}\ C_2H_6}{50\ \text{mL gas natural}} 100 = \mathbf{70\%\ C_2H_6}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.111. Cuando las autoridades comunican una alerta medioambiental por haberse detectado una concentración de SO_2 de 2000 ppm significa que:
a) Hay 2000 mg de SO_2 / L aire
b) Hay 2000 cm^3 de SO_2 / L aire
c) Hay 2000 cm^3 de SO_2 / m^3 aire
d) El 2% de un volumen de aire es SO_2.

(O.Q.L. Madrid 2009)

En una mezcla gaseosa, la concentración expresada como ppm se define como

$$\frac{cm^3\ \text{gas}}{m^3\ \text{mezcla gaseosa}}$$

Aplicado al caso propuesto 2000 ppm de SO_2:

$$\frac{2000\ cm^3\ SO_2}{m^3\ \text{aire}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.112. La fórmula empírica de un compuesto es CH_2. En estado gaseoso su densidad en condiciones normales es 2,5 g/L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) C_3H_6
b) C_5H_{10}
c) C_4H_8
d) C_3H_5
(Dato. R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV} \longrightarrow M = \frac{2{,}5\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 273\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 1\ \text{L}} = 56{,}0\ \text{g·mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{56{,}0\ \text{g·mol}^{-1}}{14\ \text{g·mol}^{-1}} = 4 \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_4H_8}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.113. ¿En cuál de los siguientes casos el gas se aproxima más al comportamiento ideal?
a) H_2 (g) a 300°C y 500 mmHg
b) H_2 (g) a 300 K y 500 mmHg
c) CH_4 (g) a 300°C y 500 mmHg
d) N_2 (g) a 300°C y 100 mmHg
e) N_2 (g) a 300 K y 500 mmHg

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Los gases tienen comportamiento ideal a **presiones bajas** y **temperaturas altas** que es cuando cumplen la ecuación de estado. Esto ocurre en el caso de N_2 (g) a 300°C y 100 mmHg.

La respuesta correcta es la **d**.

2.114. Una muestra de gas se encuentra en un volumen V_1 a una presión p_1 y temperatura T_1. Cuando la temperatura cambia a T_2, manteniendo el volumen constante, la presión p_2 será:
a) $T_1 \cdot T_2/p_1$
b) $p_1/T_1 \cdot T_2$
c) $p_1 \cdot T_1/T_2$
d) $T_1/p_1 \cdot T_2$
e) p_1T_2/T_1

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La situación propuesta obedece a la *ley de Charles* de las transformaciones isocoras que dice que:

> *"para una masa de gas a volumen constante las presiones son directamente proporcionales a la temperaturas absolutas".*

La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \longrightarrow \mathbf{p_2 = p_1 \frac{T_2}{T_1}}$$

La respuesta correcta es la **e**.

2.115. Si se consideran 15 L de nitrógeno y 15 L de CO_2, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede decir que:
a) Hay el mismo número de átomos.
b) Hay el mismo número de moléculas.
c) Tienen la misma masa.
d) Tienen la misma densidad.

(O.Q.L. Murcia 2010)

La ley de *Avogadro* dice:

"volúmenes iguales de diferentes gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas".

La respuesta correcta es la **b**.

2.116. Cuando 2 L de nitrógeno reaccionan con 6 L de hidrógeno, si todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumende amoniaco obtenido es:
a) 4 L
b) 8 L
c) 2 L
d) 3 L

(O.Q.L. Murcia 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 es:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas la relación de volúmenes de la reacción es 1 L de N_2 con 3 L de H_2 producen 2 L de NH_3.

La relación volumétrica y molar es:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = \frac{6}{2} = 3$$

Como la relación molar es igual 2, indica que **son cantidades estequiométricas** que se consumen completamente y la cantidad de NH_3 que se forma es:

$$2\ L\ N_2 \frac{2\ L\ NH_3}{1\ L\ N_2} = \mathbf{4\ L\ NH_3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.117. Respecto del ozono, se puede afirmar que:
a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas es 18,069·10^{23}.
b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre 22,4 L.
c) Es un gas ideal y por tanto el volumen que ocupa no varía con la temperatura.
d) Al disolverse en agua se disocia en iones F^+ y O^-.
e) Al disolverse en agua se disocia en iones y produce un agradable olor a rosas.

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2011)

a) **Verdadero**.

$$1\ mol\ O_3 \frac{3\ moles\ O}{1\ mol\ O_3} \frac{6{,}022\cdot 10^{23}\ átomos\ O}{1\ mol\ O} = 18{,}066\cdot 10^{23}\ átomos\ O$$

b) Falso. Ese valor del volumen molar es sólo en condiciones normales, 1 atm y 273 K.

c) Falso. De acuerdo con la ley de *Charles*, el volumen de una determinada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

d-e) Falso. Son propuestas absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

(En Murcia 2011 se cambia el O_3 por el H_2S y la propuesta d por la e).

2.118. Hablando de gases, se puede decir que:
a) El oxígeno no se disuelve en absoluto en agua por ser una molécula apolar.
b) Las moléculas del gas He, como las de hidrógeno, son diatómicas.
c) La densidad aumenta al aumentar la temperatura.
d) Según Lewis, la molécula de oxígeno es diatómica, con un enlace doble entre sus átomos.
(O.Q.L. Murcia 2010)

a) Falso. La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de *Henry* que dice:

> *"a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".*

Su expresión matemática es:

$$C = k \cdot p \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} C = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de } \textit{Henry} \text{ específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

b) Falso. El He no forma moléculas.

c) Falso. La relación entre la densidad de un gas y la temperatura viene dada por siguiente expresión:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$$

d) **Verdadero**. La estructura de Lewis del O_2 es:

La respuesta correcta es la **d**.

2.119. La mayor solubilidad de un gas en agua será a:
a) Alta presión y alta temperatura
b) Alta presión y baja temperatura
c) Baja presión y alta temperatura
d) Baja presión y baja temperatura
(O.Q.L. Murcia 2010)

La solubilidad de un gas en agua está regida por la ley de *Henry* que dice:

> *"a temperatura constante, la cantidad de gas disuelta en un líquido es directamente proporcional a la presión parcial que ejerce ese gas sobre el líquido".*

Su expresión matemática es:

$$C = k \cdot p \quad \longrightarrow \quad \begin{cases} C = \text{concentración del gas} \\ k = \text{constante de } \textit{Henry} \text{ específica para cada gas} \\ p = \text{presión parcial del gas} \end{cases}$$

La constante k depende de la naturaleza del gas, la temperatura y el líquido y que es mayor cuanto menor es ésta, por tanto, **la solubilidad es mayor a menor temperatura**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.120. En una mezcla de dos gases distintos a la misma temperatura. Indica cuál es la afirmación correcta:
a) Ambos gases tienen la misma presión individual.
b) El de mayor masa molecular hará más presión.
c) El de menor masa molecular hará menos presión.
d) Ambos gases tienen la misma energía cinética molar.

(O.Q.L. Madrid 2010)

a-b-c) Falso. Es necesario conocer la cantidad de cada gas que hay en el recipiente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.121. Un recipiente contiene un 60% en volumen de hidrógeno y un 40% de eteno, a una presión de 2 atm. Si ambos gases reaccionan entre sí y forman etano gaseoso. ¿Cuál será la presión final de la mezcla?
a) 0,8 atm
b) 1 atm
c) 0,4 atm
d) 1,2 atm

(O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre C_2H_4 y H_2 es:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \longrightarrow C_2H_6\,(g)$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, la composición volumétrica en una mezcla gaseosa coincide con su composición molar, por tanto, aplicando la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{H_2} = p \cdot y_{H_2} \qquad p_{C_2H_4} = p \cdot y_{C_2H_4}$$

Sustituyendo:

$$p_{H_2} = 2\text{ atm}\cdot 0{,}60 = 1{,}2\text{ atm} \qquad p_{C_2H_4} = 2\text{ atm}\cdot 0{,}40 = 0{,}8\text{ atm}$$

La relación de presiones y molar es:

$$\frac{p_{H_2}}{p_{C_2H_4}} = \frac{1{,}2}{0{,}8} = 1{,}5$$

Como la relación molar es mayor que 1, indica que sobra H_2 y que **C_2H_4 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de C_2H_6 que se forma (en términos de presión):

$$0{,}8\text{ atm } C_2H_4 \frac{1\text{ atm } C_2H_6}{1\text{ atm } C_2H_4} = \mathbf{0{,}8\text{ atm } C_2H_6}$$

La cantidad de H_2 que se consume (en términos de presión):

$$0{,}8\text{ atm } C_2H_4 \frac{1\text{ atm } H_2}{1\text{ atm } C_2H_4} = 0{,}8\text{ atm } H_2$$

La cantidad de H_2 que no reacciona (en términos de presión):

$$1{,}2\ \text{atm}\ H_2\ \text{(inicial)} - 0{,}8\ \text{atm}\ H_2\ \text{(reaccionado)} = \mathbf{0{,}4\ atm\ H_2\ (sobrante)}$$

De acuerdo con la ley de *Dalton*, la presión final de la mezcla gaseosa es:

$$p_{total} = p_{H_2} + p_{C_2H_4} \longrightarrow p_{total} = (0{,}8 + 0{,}8)\ \text{atm} = \mathbf{1{,}2\ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.122. Un gas, contenido en un recipiente cerrado y flexible, se enfría lentamente desde 50°C hasta 25°C. ¿Cuál es la relación alcanzada entre el volumen final del gas y el inicial?
a) 2/1
b) 1,08/1
c) 0,923/1
d) 0,5/1

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de *Charles* de las transformaciones isobáricas, el volumen que ocupa una masa de gas a presión constante es proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \longrightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{(25+273)\ \text{K}}{(50+273)\ \text{K}} \longrightarrow \frac{V_2}{V_1} = \frac{\mathbf{0{,}923}}{\mathbf{1}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.123. Un recipiente contiene una mezcla de Ne (g) y Ar (g). En la mezcla hay 0,250 moles de Ne (g) que ejercen una presión de 205 mmHg. Si el Ar (g) de la mezcla ejerce una presión de 492 mmHg, ¿qué masa de Ar (g) hay en el recipiente?
a) 4,16 g
b) 12,1 g
c) 24,0 g
d) 95,5 g
(Masa: Ar = 39,9)

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p \cdot y_i$$

Relacionando las presiones parciales de ambos componentes de la mezcla:

$$\frac{p_{Ar}}{p_{Ne}} = \frac{y_{Ar}}{y_{Ne}} \longrightarrow \frac{p_{Ar}}{p_{Ne}} = \frac{n_{Ar}}{n_{Ne}}$$

Sustituyendo:

$$\frac{492\ \text{mmHg}}{205\ \text{mmHg}} = \frac{x\ \text{g Ar}\,\dfrac{1\ \text{mol Ar}}{39{,}9\ \text{g Ar}}}{0{,}250\ \text{mol Ne}} \longrightarrow x = \mathbf{24{,}0\ g\ Ar}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.124. Dos recipientes de la misma capacidad contienen uno amoniaco gaseoso (NH_3) y el otro gas butano (C_4H_{10}). Si ambos recipientes se encuentran en las mismas condiones de presión y temperatura:
a) Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
b) Ambos recipientes contienen la misma masa.
c) Ambos recipientes tendrán la misma densidad de gas.
d) Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

a) Falso. El número de átomos que forman cada molécula es diferente.

b) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M, son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M\frac{pV}{RT}$$

c) Falso. Si la masa de gas en diferente también lo es la densidad.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

La respuesta correcta es la **d**.

2.125. Un mol de un gas ideal se encuentra a la presión de 1 atm y ocupa un volumen de 15 L. Si se aumenta la presión al doble y el volumen se hace igual a 20 L:
a) Aumentará el número de moles
b) Aumentará la temperatura
c) Disminuirá la temperatura
d) La temperatura permanecerá constante.
(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular la relación entre las temperaturas final e inicial del proceso:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{T_2}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{p_1 \cdot V_1}$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{2\ \text{atm} \cdot 20\ \text{L}}{1\ \text{atm} \cdot 15\ \text{L}} \longrightarrow \frac{T_2}{T_1} = \frac{8}{3}$$

Como se deduce de la ecuación **la temperatura aumenta**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.126. En una mezcla de nitrógeno y oxígeno hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno. Si la presión parcial de nitrógeno es 0,3 atm., la presión total será:
a) 0,6 atm
b) 1,2 atm
c) 1,5 atm
d) 0,9 atm
(O.Q.L. La Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

Considerando comportamiento ideal:

$n_{O_2} = 2\ n_{N_2} \longrightarrow p_{O_2} = 2\ p_{N_2}$

De acuerdo con la ley de *Dalton*, la presión final de la mezcla gaseosa es:

$$p_{total} = p_{N_2} + p_{O_2} \longrightarrow p_{total} = (0{,}3\text{ atm}) + (2\cdot 0{,}3\text{ atm}) = \mathbf{0{,}9\ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.127. Una muestra de gas helio se encuentra a una presión y temperatura determinadas ocupando un volumen V. Si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura:
a) Disminuirá la energía cinética media de las partículas.
b) Disminuirá la presión.
c) Aumentará el número de colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
d) No pasará nada.

(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

b) Falso. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de *Boyle* que dice que: "para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales", si se reduce el volumen a la mitad la presión se duplica.

c) **Verdadero**. Al reducirse el volumen aumenta el número de choques entre las partículas de gas y las paredes del recipiente lo que hace aumentar la presión en el interior del mismo.

La respuesta correcta es la **c**.

2.128. Un matraz de 1,00 L, lleno de O_2 (g), se encuentra inicialmente en condiciones estándar y después a 100°C. ¿Cuál ser la la presión a100°C?
a) 1,00 atm
b) 1,17 atm
c) 1,27 atm
d) 1,37 atm

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \longrightarrow \frac{1\text{ atm}}{(0+273)\text{ K}} = \frac{p_2}{(100+273)\text{ K}} \longrightarrow p_2 = \mathbf{1{,}37\ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.129. Dos moléculas de A reaccionan con una molécula de B para dar dos moléculas de C. Sabiendo que todas las moléculas son gaseosas, al reaccionar un litro de A se producirá:
a) Dos moléculas de C
b) Un litro de C
c) Dos litros de C
d) Tres moléculas de C

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$2\ A\ (g) + B\ (g) \longrightarrow 2\ C\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las relaciones volumétricas que dice que:

"los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos"

$$1\ L\ A\ \frac{2\ L\ C}{2\ L\ A} = \mathbf{1\ L\ C}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.130. Un depósito de 5 L que contiene un gas a una presión de 9 atm se encuentra conectado por una válvula con otro depósito de 10 L que contiene un gas a una presión de 6 atm. Calcula la presión cuando se abre la llave que conecta ambos depósitos:
a) 3 atm
b) 4 atm
c) 7 atm
d) 15 atm
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011)

El número de moles de gas que contiene cada depósito es:

$$n_1 = \frac{p_1V_1}{RT} = \frac{9\ atm \cdot 5\ L}{RT} = \frac{45}{RT}$$

$$n_2 = \frac{p_2V_2}{RT} = \frac{6\ atm \cdot 10\ L}{RT} = \frac{60}{RT}$$

La presión al conectar ambos depósitos es:

$$p = \frac{\left[\frac{45}{RT} + \frac{60}{RT}\right]\ mol \cdot RT}{(5+10)\ L} = \mathbf{7\ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.131. Una mezcla gaseosa formada por 1,5 moles de Ar y 3,5 moles de CO_2 ejerce una presión de 7,0 atm. ¿Cuál es la presión parcial del CO_2?
a) 1,8 atm
b) 2,1 atm
c) 3,5 atm
d) 4,9 atm
e) 2,4 atm

(O.Q.N. Valencia 2011)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{CO_2} = p \cdot y_{CO_2} \qquad \longrightarrow \qquad p_{CO_2} = 7{,}0\ atm\ \frac{3{,}5\ mol\ CO_2}{3{,}5\ mol\ CO_2 + 1{,}5\ mol\ Ar} = \mathbf{4{,}9\ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.132. Cuatro matraces de 1,0 L contienen los gases He, Cl_2, CH_4, y NH_3, a 0°C y 1 atm. ¿En cuál de los gases las moléculas tienen menor energía cinética?
a) He
b) Cl_2
c) CH_4
d) NH_3
e) Todos tienen la misma.

(Datos. Masas molares ($g·mol^{-1}$): He =4; Cl_2 = 71; CH_4 = 16; NH_3 = 17. Constante R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)

(O.Q.N. Valencia 2011)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de *Boltzmann*, la energía cinética media de un gas sólo depende de la temperatura absoluta:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2}kT \qquad \text{siendo k la constante de } \textit{Boltzmann}$$

Como todos los gases se encuentran a la misma temperatura la energía cinética de sus moléculas es la misma.

La respuesta correcta es la **e**.

2.133. En la combustión de 2 moles de un hidrocarburo saturado (alcano) se han necesitado 224 L de oxígeno medidos en condiciones normales. La fórmula del hidrocaburo es:
a) CH_4
b) C_2H_6
c) C_3H_8
d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Murcia 2011)

El número de moles de O_2 que se consumen es:

$$224 \text{ L } O_2 \frac{1 \text{ mol } O_2}{22{,}4 \text{ L } O_2} = 10 \text{ mol } O_2$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los cuatro alcanos son:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$$

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

$$C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (l)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, la reacción en la que relación de volúmenes O_2/alcano es 10/2 es la correspondiente a la combustión del **propano, C_3H_8**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.134. Dada la reacción sin ajustar:

$$H_2S + O_2 \longrightarrow H_2O + SO_2$$

¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 180 L de H_2S, si todos los gases están en idénticas condiciones de p yT?
a) 180 L
b) 540 L
c) 270 L
d) 60 L

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2S es:

$$2\ H_2S\ (g) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g) + 2\ SO_2\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas, la relación de volúmenes coincide con la relación molar:

$$180\ L\ H_2S \frac{3\ L\ O_2}{2\ L\ H_2S} = \mathbf{270\ L\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.135. Si 1,0 g de un gas se coloca dentro de un recipiente de 1000 mL a 20°C y la presión que ejerce sobre las paredes es de 6,0 atm, el gas contenido en el recipiente es:
a) O_3
b) O_2
c) Ne
d) He

(Datos. Masas: O = 16; Ne = 20,2; He = 4. Constante 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2011)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV} \longrightarrow M = \frac{1{,}0\ g\ (0{,}082\ atm·L·mol^{-1}·K^{-1})\ (20+273)\ K}{6\ atm \cdot 1000\ mL} \frac{10^3\ mL}{1\ L} = 4{,}0\ g·mol^{-1}$$

De acuerdo con el valor de M obtenido el gas desconocido es el **He**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.136. Si se mezcla en un recipiente 10 g de nitrógeno gaseoso, 10 g de dióxido de carbono gaseoso y 10 g de oxígeno gaseoso:
a) La fracción molar de las tres sutancias es la misma.
b) La fracción molar de nitrógeno gaseoso y de dióxido de carbono gaseoso es la misma.
c) El oxígeno gaseoso tiene mayor fracción molar.
d) El dióxido de carbono gaseoso tiene la menor fracción molar.

(Datos. Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0; C = 12)

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. La fraciones molares deben ser diferentes ya que las masas molares de las sustancias también lo son.

c) Falso. La mayor fracción molar le corresponde al gas que tenga menor masa molar, el N_2 (28 g/mol).

d) **Verdadero**. La menor fracción molar le corresponde al gas que tenga mayor masa molar, el CO_2 (44 g/mol).

La respuesta correcta es la **d**.

2.137. En condiciones normales de presión y temperatura, el butano es un:
a) líquido
b) gas
c) fluido esotérico
d) fluido supercrítico

(O.Q.L. Murcia 2011)

A 0°C y 1 atm el butano es un **gas**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.138. Si se tiene 1 g de las sustancias gaseosas que se relacionan a continuación, en igualdad de condiciones, ¿cuál de ellas ocupa mayor volumen?
a) N_2
b) F_2
c) CH_4
d) Ne

(Masas atómicas: C = 12; F = 19; Ne = 20,2; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, un mol de cualquier gas, medido en idénticas condiciones de presión y temperatura, ocupa el mismo volumen.

Como la masa de gas es la misma, el volumen mayor le corresponde a la muestra gaseosa formada por mayor número moles, es decir, al gas que tenga menor masa molar.

Gas	N_2	F_2	CH_4	***He***
$M\,/\,g{\cdot}mol^{-1}$	28,0	38,0	16,0	**4**

La respuesta correcta es la **d**.

2.139. En un recipiente cerrado hay 2,5 moles de O_2 *a la temperatura de 25°C y presión de 6 atm. Se eleva la presión a 12 atm inyectando una cantidad de helio que será igual a:*
a) 12 moles
b) 2,5 moles
c) 6 moles
d) 5 moles

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las mezclas gaseosas:

$$p = p_{O_2} + p_{He}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{He} = p \cdot y_{He} \quad \longrightarrow \quad p_{He} = p\,\frac{n_{He}}{n_{O_2} + n_{He}}$$

$$6\text{ atm} = 12\text{ atm}\,\frac{n_{He}}{2{,}5 + n_{He}} \quad \longrightarrow \quad n_{He} = \mathbf{2{,}5\ mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Similar a la propuesta en Burgos 1998).

3. DISOLUCIONES

3.1. De entre las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones, hay que destacar:
a) La normalidad, que es la norma adoptada en los países de la Unión Europea para medir la relación soluto/disolvente.
b) La molaridad, que es el número de moles de soluto en un litro de disolución.
c) La molalidad, que es el nombre que utilizan en China para la molaridad.
d) La fracción molar, que se utiliza para expresar la concentración en disoluciones donde el número de moles de soluto en un litro no es un número exacto.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a) Falso. Normalidad es la relación entre equivalentes-gramo de soluto y litros de disolución.

b) **Verdadero**. Molaridad es la relación entre moles de soluto y litros de disolución.

c) Falso. La propuesta es absurda.

d) Falso. Fracción molar es la relación entre moles de soluto y la suma de los moles de los componentes de la disolución.

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Con 100 mL de disolución de HCl 2 M se puede preparar un litro de otra disolución cuya concentración será:
a) 0,1 M
b) 0,2 M
c) 10 M
d) 10^{-2} M

(O.Q.L. Murcia 1996)

El número de moles de HCl contenidos en la disolución concentrada (2 M) es:

$$100\ \text{mL HCl 2 M}\ \frac{2\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl 2 M}} = 0{,}2\ \text{mol HCl}$$

La concentración de la disolución diluida es:

$$\frac{0{,}2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L disolución HCl}} = \mathbf{0{,}2\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.3. Una disolución 2 M de ácido acético es aquella que contiene:
a) 60 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
b) 45 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
c) 60 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
d) 50 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
(Masa atómicas: H =1; C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 1996)

Aplicando el concepto de molaridad a todas las disoluciones:

a) Falso

$$\frac{60\ \text{g}\ CH_3COOH}{250\ \text{mL disolución}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COOH}{60\ \text{g}\ CH_3COOH}\ \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 4\ \text{M}$$

b) Falso

$$\frac{45 \text{ g } CH_3COOH}{250 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60 \text{ g } CH_3COOH} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3 \text{ M}$$

c) **Verdadero**

$$\frac{60 \text{ g } CH_3COOH}{500 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60 \text{ g } CH_3COOH} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \mathbf{2\ M}$$

d) Falso

$$\frac{50 \text{ g } CH_3COOH}{500 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60 \text{ g } CH_3COOH} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1{,}7 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.4. ¿Cuál de las siguientes sustancias funcionaría mejor como anticongelante de 1 L de agua si se utiliza la misma masa de cada una de ellas?
a) Metanol
b) Sacarosa
c) Glucosa
d) Acetato de etilo
(Masa atómicas: H =1; O = 16; C = 12)

(O.Q.L. Murcia 1996)

Será mejor anticongelante aquella sustancia con la que se consiga un mayor descenso en la temperatura de congelación de la disolución, ΔT_{cri}. Este se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como las cuatro sustancias propuestas presentan enlace covalente, al disolverlas en agua no se disocian en iones, es decir, $\alpha = 0$, por tanto la expresión anterior queda simplificada como:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m$$

De acuerdo con esto, el mayor ΔT_{cri} se consigue con la disolución que tenga mayor concentración molal, m.

Suponiendo que se disuelve una misma masa de cada compuesto, 1 g, en 1 kg de H_2O, la concentración molal de la disolución es:

$$m = \frac{1 \text{ g X}}{1 \text{ kg } H_2O} \frac{1 \text{ mol X}}{\text{M g X}} = \frac{1}{\text{M}} \text{mol·kg}^{-1}$$

Por tanto, la mayor concentración molal corresponde a la disolución que contenga el soluto con menor masa molar, M.

soluto	$M\ /\ g \cdot mol^{-1}$
Metanol (CH_3OH)	**32**
Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	342
Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)	180
Acetato de etilo ($CH_3COOCH_2CH_3$)	88

La respuesta correcta es la **a**.

3.5. Se disuelven 12,8 g de carbonato sódico en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol·L^{-1} es:
a) 3,25
b) 0,121
c) 0,0393
d) 0,372
e) 12,8
(Masas atómicas: O = 16; C = 12; Na = 23)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{12{,}8 \text{ g } Na_2CO_3}{325 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{106 \text{ g } Na_2CO_3} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \mathbf{0{,}372\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.6. ¿Cuál será la molaridad de una disolución 6 N de ácido fosfórico?
a) 6 M
b) 2 M
c) 18 M
d) 3 M

(O.Q.L. Murcia 1997)

La relación entre molaridad y normalidad es:

Normalidad = Molaridad·valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido fosfórico, H_3PO_4:

$$H_3PO_4 \text{ (aq)} + 3\ H_2O \text{ (l)} \longrightarrow PO_4^{3-} \text{ (aq)} + 3\ H_3O^+ \text{ (aq)}$$

La valencia es 3, por tanto la molaridad es:

$$M = \frac{6}{3} = \mathbf{2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.7. Al mezclar 1 L de disolución de ácido clorhídrico 0,01 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,1 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:
a) 0,11 M
b) 1,28·10^{-2} M
c) 1,4·10^{-2} M
d) 2,8·10^{-2} M

(O.Q.L. Murcia 1997)

El número de mmoles de HCl contenidos en cada disolución es:

$$1 \text{ L HCl } 0{,}01 \text{ M} \frac{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}01 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 0{,}01 \text{ M}} \frac{0{,}01 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}01 \text{ M}} = 10 \text{ mmol HCl}$$

$$250 \text{ mL HCl } 0{,}1 \text{ M} \frac{0{,}1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0{,}1 \text{ M}} = 25 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(10+25) \text{ mmol HCl}}{(1000+250) \text{ mL disolución}} = \mathbf{2{,}8 \cdot 10^{-2}\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.8. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones probaría que un líquido incoloro y transparente es agua pura?
a) El líquido tiene un pH de 7.
b) El líquido hierve a 100°C cuando la presión es de 1 atm.
c) El líquido no deja residuo cuando se evapora hasta sequedad.
d) El líquido reseca las manos cuando se lavan con él.

(O.Q.L. Murcia 1997)

a) Falso. El agua en presencia de CO_2 forma una disolución acuosa de ácido carbónico, H_2CO_3, por lo que el pH < 7.

$$H_2CO_3 \text{ (aq)} + H_2O \text{ (l)} \longleftrightarrow HCO_3^- \text{ (aq)} + H_3O^+ \text{ (aq)}$$

b) **Verdadero**. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica y la presión de vapor del agua a 100°C es atm.

c) Falso. Cualquier otro líquido incoloro y transparente, por ejemplo, etanol, acetona, benceno, etc., evaporado a sequedad no deja ningún residuo.

d) Falso. Es absurdo, el agua no reseca las manos.

La respuesta correcta es la **b**.

3.9. La disolución acuosa con menor punto de fusión es:
a) $MgSO_4$ 0,01 m
b) NaCl 0,01 m
c) Etanol (CH_3CH_2OH) 0,01 m
d) Ácido acético (CH_3COOH) 0,01 m
e) MgI_2 0,01 m

(O.Q.N. Burgos 1998)

El punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\, m\, [1+\alpha\, (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá menor punto de fusión la disolución con mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) $MgSO_4 \text{ (aq)} \longrightarrow Mg^{2+} \text{ (aq)} + SO_4^{2-} \text{ (aq)}$ ($\alpha \approx 1$) n = 2

b) $NaCl \text{ (aq)} \longrightarrow Na^+ \text{ (aq)} + Cl^- \text{ (aq)}$ ($\alpha \approx 1$) n = 2

c) CH_3CH_2OH no se disocia en iones ($\alpha = 0$) n = 1

d) CH_3COOH es un ácido que prácticamente no se disocia en iones, ($\alpha \approx 0$) n = 1

e) MgI_2 (aq) $\longrightarrow$ Mg^{2+} (aq) + 2 I^- (aq) ($\alpha \approx 1$) n = 3

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $\mathbf{MgI_2}$, por tanto, su disolución es la que presenta menor temperatura de congelación.

La respuesta correcta es la **e**.

3.10. Para tres disoluciones 0,1 molal de ácido acético ($C_2H_4O_2$), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua, señale la proposición correcta:
a) La disolución de ácido sulfúrico es la que tiene comportamiento más ideal.
b) La disolución de glucosa es la que tiene la temperatura de ebullición más alta.
c) La disolución de sulfúrico es la que tiene mayor temperatura de ebullición.
d) Las tres disoluciones tienen la misma temperatura de ebullición.
e) La disolución de glucosa es la que tiene mayor presión osmótica.
(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Falso. Una disolución ideal es aquella en la que no se registra variación de entalpía ni de entropía. En las disoluciones hay variación en esas magnitudes respecto de las sustancias puras y las sustancias disueltas en agua.

b) Falso. La temperatura de ebullición de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{eb} = k_{eb}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{eb} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con la misma concentración molal tendrá mayor temperatura de ebullición la disolución con mayor valor de n.

$C_2H_4O_2$ es un ácido que prácticamente no se disocia en iones, ($\alpha \approx 0$) n = 1

$C_6H_{12}O_6$ no se disocia en iones, ($\alpha = 0$) n = 1

H_2SO_4 (aq) + 2 H_2O (l) $\longrightarrow$ SO_4^{2-} (aq) + 2 H_3O^+ (aq) ($\alpha \approx 1$) n = 3

c) **Verdadero**. Según lo demostrado en el apartado b).

d) Falso. Según lo demostrado en el apartado b).

e) Falso. En disoluciones diluidas, la presión osmótica π se calcula mediante la expresión:

$$\pi = MRT\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de disoluciones acuosas con, aproximadamente, la misma concentración molar tendrá mayor presión osmótica la disolución con mayor valor de n. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b) será la disolución de H_2SO_4.

La respuesta correcta es la **c**.

3.11. Cuando se adicionan 100 cm^3 de agua a 100 cm^3 de una disolución acuosa 0,20 M en sulfato de potasio (K_2SO_4) y se agita vigorosamente, ¿cuál es la molaridad de los iones K^+ en la nueva disolución? Considere correcta la adición de los volúmenes.
a) 0,05
b) 0,10
c) 0,15
d) 0,20

(O.Q.L. Murcia 1998)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de mmoles de K^+ contenidos en la disolución concentrada (0,20 M) es:

$$100\ cm^3\ K_2SO_4\ 0{,}2\ M \frac{0{,}2\ mmol\ K_2SO_4}{1\ cm^3\ K_2SO_4\ 0{,}2\ M} \frac{2\ mmol\ K^+}{1\ mmol\ K_2SO_4} = 40\ mmol\ K^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{40\ mmol\ K^+}{(100+100)\ mL\ disolución} = \mathbf{0{,}20\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.12. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 2,0 L de una disolución de sulfato potásico (K_2SO_4) que tiene una concentración de 0,855 $mol·L^{-1}$?
a) $1{,}03·10^{22}$
b) $3{,}09·10^{22}$
c) $1{,}81·10^{22}$
d) $3{,}09·10^{24}$
e) $1{,}03·10^{24}$
(Dato. L = $6{,}022·10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Asturias 2005)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$2\ L\ K_2SO_4\ 0{,}855\ M \frac{0{,}855\ mol\ K_2SO_4}{1\ L\ K_2SO_4\ 0{,}855\ M} \frac{3\ mol\ iones}{1\ mol\ K_2SO_4} \frac{6{,}022·10^{23}\ iones}{1\ mol\ iones} = \mathbf{3{,}09·10^{24}\ iones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.13. La concentración media de los iones sodio (Na^+) en el suero sanguíneo es aproximadamente de 3,4 $g·L^{-1}$. ¿Cuál es la molaridad del suero con respecto a dicho ion?
a) 0,15
b) 3,4
c) 6,8
d) 23
(Masa atómica: Na = 23)

(O.Q.L. Murcia 1999)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{3{,}4\text{ g Na}^+}{1\text{ L suero}}\ \frac{1\text{ mol Na}^+}{23\text{ g Na}^+} = \mathbf{0{,}15\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.14. Por el análisis de un vino de California, Cabernet-Sauvignon, se sabe que éste tiene una acidez total del 0,66% en peso. Suponiendo que dicha acidez se debe únicamente al ácido etanoico o acético, CH_3COOH (M = 60 g·mol^{-1}), ¿cuál es la normalidad, respecto al ácido, del vino?
a) 1,2·10^{-4} N
b) 1,1·10^{-3} N
c) 1,2·10^{-1} N
d) 1,4·10^{-3} N
(Dato. Densidad del vino = 1,11 g·cm^{-3})
(O.Q.L. Murcia 1999)

Tomando como base de cálculo 100 g de vino y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{0{,}66\text{ g }CH_3COOH}{100\text{ g vino}}\ \frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60\text{ g }CH_3COOH}\ \frac{1{,}11\text{ g vino}}{1\text{ cm}^3\text{ vino}}\ \frac{10^3\text{ cm}^3\text{ vino}}{1\text{ L vino}} = 1{,}2\cdot10^{-1}\text{ M}$$

La relación entre molaridad y normalidad es:

Normalidad = Molaridad·valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido acético, CH_3COOH:

$$CH_3COOH\ (aq) + H_2O\ (l) \longrightarrow CH_3COO^-\ (aq) + H_3O^+\ (aq) \qquad (\alpha \approx 1)$$

La valencia es 1, por tanto la normalidad es la misma que la molaridad.

La respuesta correcta es la **c**.

3.15. ¿Qué masa de sulfato de amonio y hierro (II) hexahidrato (de masa molecular relativa 392) es necesaria para preparar un litro de disolución 0,05 M con respecto al ion hierro (II), Fe^{2+} (aq)?
a) 1,96 g
b) 2,80 g
c) 14,2 g
d) 19,6 g
e) 28,0 g
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011)

El $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2\cdot6\ H_2O$ es la *sal de Mohr*. La ecuación correspondiente a su disociación iónica es:

$$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2\cdot6\ H_2O\ (aq) \longrightarrow 2\ NH_4^+\ (aq) + Fe^{2+}\ (aq) + 2\ SO_4^{2-}\ (aq) + 6\ H_2O\ (l)$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$1\text{ L }Fe^{2+}\ 0{,}05\text{ M}\ \frac{0{,}05\text{ mol }Fe^{2+}}{1\text{ L }Fe^{2+}\ 0{,}05\text{ M}} = 0{,}05\text{ mol }Fe^{2+}$$

$$0{,}05\text{ mol }Fe^{2+}\ \frac{1\text{ mol }(NH_4)_2Fe(SO_4)_2\cdot6\ H_2O}{1\text{ mol }Fe^{2+}} = 0{,}05\text{ mol }(NH_4)_2Fe(SO_4)_2\cdot6\ H_2O$$

Llamando SM a $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2\cdot6\ H_2O$:

$$0{,}05\ \text{mol SM}\ \frac{392\ \text{g SM}}{1\ \text{mol SM}} = \mathbf{19{,}6\ g\ SM}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.16. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:
a) 0,15 M
b) 0,2 M
c) 0,3 M
d) No se puede calcular sin conocer V.

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de moles de K^+ contenidos en V L de disolución es:

$$\text{V L } K_2SO_4\ 0{,}1\ \text{M} \frac{0{,}1\ \text{mol } K_2SO_4}{1\ \text{L } K_2SO_4\ 0{,}1\ \text{M}} \frac{2\ \text{mol } K^+}{1\ \text{mol } K_2SO_4} = 0{,}2\text{V mol } K^+$$

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:

$$KCl\ (aq) \longrightarrow Cl^-\ (aq) + K^+\ (aq)$$

El número de moles de K^+ contenidos en V L de disolución es:

$$\text{V L KCl } 0{,}1\ \text{M} \frac{0{,}1\ \text{mol KCl}}{1\ \text{L KCl } 0{,}1\ \text{M}} \frac{1\ \text{mol } K^+}{1\ \text{mol KCl}} = 0{,}1\text{V mol } K^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(0{,}2\text{V} + 0{,}1\text{V})\ \text{mol } K^+}{(\text{V+V})\ \text{L disolución}} = \mathbf{0{,}15\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.17. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 40% en peso tiene una densidad de 1,3 $g\cdot cm^{-3}$. Su normalidad es:
a) 10,6
b) 46,4
c) 23,2
d) 20,8
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{40\ \text{g } H_2SO_4}{100\ \text{g disolución}} \frac{1\ \text{mol } H_2SO_4}{98\ \text{g } H_2SO_4} \frac{1{,}3\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 5{,}3\ \text{M}$$

La relación entre molaridad y normalidad es:

Normalidad = Molaridad·valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow SO_4^{2-}\ (aq) + 2\ H_3O^+\ (aq)$$

La valencia es 2, por tanto la normalidad es:

$$N = 5{,}3 \cdot 2 = \mathbf{10{,}6}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. Partiendo de 496 g de cloruro de sodio, se desea preparar una disolución 0,25 molal. ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?
a) 0,030 kg
b) 2,0 kg
c) 8,5 kg
d) 34 kg
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23)
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Aplicando el concepto de molalidad:

$$496\ \text{g NaCl}\ \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}\ \frac{1\ \text{kg}\ H_2O}{0{,}25\ \text{mol NaCl}} = \mathbf{33{,}9\ kg\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.19. Si se disuelven 75,0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 625 g de agua, la fracción molar del agua en la disolución es:
a) 0,120
b) 0,416
c) 0,011
d) 0,989
e) 1,00
(Masas moleculares: glucosa = 180,2; agua = 18,0)
(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{agua} = \frac{625\ \text{g}\ H_2O\ \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}}{625\ \text{g}\ H_2O\ \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} + 75\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6\ \dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180{,}2\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}} = \mathbf{0{,}988}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.20. Las dimensiones de la tensión superficial son:
a) Presión por unidad de área.
b) Energía por unidad de área.
c) Fuerza por unidad de área.
d) Energía por volumen.
e) Fuerza·Presión por unidad de área.
(O.Q.N. Barcelona 2001)

La tensión superficial, σ, se define como:

$$\sigma = \frac{F}{l}$$

Sus dimensiones son:

$$[\sigma] = \frac{MLT^{-2}}{L} = MT^{-2}$$

Las dimensiones de las magnitudes propuestas son:

Magnitud	$\frac{p}{S} = \frac{F}{S^2}$	$\frac{E}{S} = \frac{F}{l}$	$\frac{F}{S}$	$\frac{E}{V} = \frac{F}{S}$	$\frac{F\,p}{S} = \frac{F^2}{S^2}$
Dimensiones	$ML^{-3}T^{-2}$	MT^{-2}	$ML^{-1}T^{-2}$	$ML^{-1}T^{-2}$	$M^2L^{-2}T^{-4}$

La respuesta correcta es la **b**.

3.21. El etanol comercial se vende como un azeótropo que contiene 4% en volumen de agua, por esta razón se le conoce como alcohol de 96° (96% en volumen de etanol). Si la densidad de la mezcla es de 0,815 g·cm^{-3} y la del agua es 1,000 g·cm^{-3}, la fracción molar del agua en esta mezcla será:
a) 0,096
b) 0,117
c) 0,680
d) 0,753
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)
(O.Q.L. Murcia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 cm^3 de disolución, la masa de cada componente es:

$$100\ \text{cm}^3\ \text{disolución}\ \frac{0{,}815\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}} = 81{,}5\ \text{g disolución}$$

$$100\ \text{cm}^3\ \text{disolución}\ \frac{4\ \text{cm}^3\ H_2O}{100\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}\ \frac{1\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{cm}^3\ H_2O} = 4{,}0\ \text{g}\ H_2O$$

$$81{,}5\ \text{g disolución} - 4\ \text{g}\ H_2O = 77{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

Aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{agua} = \frac{4{,}0\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}}{4{,}0\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} + 77{,}5\ \text{g}\ C_2H_5OH\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH}} = \mathbf{0{,}117}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.22. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 100 cm^3 de agua. Si la densidad de esta disolución, a 20°C, es 1,10 g·cm^{-3}, ¿cuál es su molaridad?
a) 0,469 M
b) 0,500 M
c) 4,69 M
d) 5,00 M
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)
(O.Q.L. Murcia 2001)

Suponiendo que la densidad del H_2O a 20°C es 1 g·cm^{-3}, entonces la masa empleada en la disolución es 100 g y la masa total de disoilución 117,1 g.

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{17{,}1\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{117{,}1\ \text{g disolución}}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_{12}H_{22}O_{11}}{342\ \text{g}\ C_{12}H_{22}O_{11}}\ \frac{1{,}10\ \text{g disolución}}{1\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}\ \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{0{,}469\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.23. Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/mL, la masa de O_2 disuelto en 1,0 L de agua es:
a) 0,0050 g
b) 0,0096 g
c) 3,0·10^{-7} g
d) 9,4·10^{-5} g

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Si el número de ppm de una disolución acuosa diluida es:

$$5\ \text{ppm}\ O_2 = \frac{5\ \text{mg}\ O_2}{1\ \text{L agua}} \longrightarrow 1\ \text{L agua}\ \frac{5\ \text{mg}\ O_2}{1\ \text{L agua}}\ \frac{1\ \text{g}\ O_2}{10^3\ \text{mg}\ O_2} = \mathbf{0{,}005\ g\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.24. Se dispone de dos disoluciones A y B. La disolución A contiene 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de H_2O y la disolución B está formada por 6,00 g de CH_3OH y 1 kg de CCl_4. A 20°C, la densidad de la disolución A es menor que la densidad de la disolución B. Indique cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta:
a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
c) Las fracciones molares de CH_3OH en A y B son iguales.
d) El porcentaje de CH_3OH es diferente en A y B.
(Masas atómicas: Cl = 35,5; C = 12; H = 1, O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Asturias 20003)

Ambas disoluciones contienen igual masa de soluto (m_s) y por tanto, moles de soluto (n), idéntica masa de disolución (m_D) y de disolvente (m_d), y además, respecto de las densidades, expresadas en kg/L, se cumple que $\rho_A < \rho_B$.

a) Falso. Si $M_A = M_B$:

$$\left.\begin{array}{l} M_A = \dfrac{n\ \text{mol}\ CH_3OH}{m_D\ \text{kg A}\dfrac{1\ \text{L A}}{\rho_A\ \text{kg A}}} \\ \\ M_B = \dfrac{n\ \text{mol}\ CH_3OH}{m_D\ \text{kg B}\dfrac{1\ \text{L B}}{\rho_B\ \text{kg B}}} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{M_A}{M_B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Como $\rho_A < \rho_B$ se cumple que $M_A < M_B$.

b) **Verdadero**. Si $m_A = m_B$:

$$\left.\begin{array}{l} m_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \\ \\ m_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \end{array}\right\} \longrightarrow \mathbf{m_A = m_B}$$

c) Falso. Si $x_A = x_B$:

$$\left.\begin{array}{l} x_A = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } H_2O \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O}} \\ \\ x_B = \dfrac{n \text{ mol } CH_3OH}{n \text{ mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } CCl_4 \dfrac{1 \text{ mol } CCl_4}{154 \text{ g } CCl_4}} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{x_A}{x_B} = \frac{n + \dfrac{1000}{154}}{n + \dfrac{1000}{18}} < 1$$

Como se observa, la disolución cuyo disolvente tiene mayor masa molar (CCl_4) tiene mayor fracción molar.

d) Falso. Si % CH_3OH (A) ≠ % CH_3OH (B):

$$\left.\begin{array}{l} \%A = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} 100 \\ \\ \%B = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} 100 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{\%A}{\%B} = 1$$

Como se observa, % CH_3OH (A) = % CH_3OH (B).

La respuesta correcta es la **b**.

(En Asturias 2003 las propuestas son a) Todos; b) 2; c) 1 y 3; d) 2 y 4).

3.25. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio sería la más concentrada?
a) 0,011 M
b) 50 g/L
c) 0,5 moles en 750 mL de disolución
d) 250 ppm
(Masas atómicas: Mn = 54,9; K = 39,1; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Para poder comparar las diferentes disoluciones es preciso poner en todas las mismas unidades de concentración, por ejemplo en molaridad:

b) $\dfrac{50 \text{ g } KMnO_4}{1 \text{ L disolución}} \dfrac{1 \text{ mol } KMnO_{44}}{158 \text{ g } KMnO_4} = 0{,}316 \text{ M}$

c) $\dfrac{0{,}5 \text{ mol } KMnO_4}{750 \text{ mL disolución}} \dfrac{750 \text{ mL disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} = \mathbf{0{,}667\ M}$

d) $\dfrac{250 \text{ mg } KMnO_4}{1 \text{ L disolución}} \dfrac{1 \text{ g } KMnO_4}{10^3 \text{ mg } KMnO_4} \dfrac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158 \text{ g } KMnO_4} = 0{,}002 \text{ M}$

La respuesta correcta es la **b**.

3.26. Una disolución de amoníaco de densidad 0,910 g/mL y del 25% en masa tiene una molaridad de:
a) 5,6 M
b) 12,5 M
c) 2,4 M
d) 13,4 M
(Masas atómicas: N = 14; H = 1)
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{25\text{ g NH}_3}{100\text{ g disolución}}\,\frac{1\text{ mol NH}_3}{17\text{ g NH}_3}\,\frac{0{,}91\text{ g disolución}}{1\text{ cm}^3\text{ disolución}}\,\frac{10^3\text{ cm}^3\text{ disolución}}{1\text{ L disolución}} = \mathbf{13{,}4\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.27. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar de soluto es 0,1?
a) 0,010
b) 6,17
c) 0,610
d) 0,100
(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005)

Si la fracción molar de soluto es 0,1 quiere decir que la disolución contiene 0,1 moles de soluto por cada 0,9 moles de agua. Aplicando el concepto de molalidad:

$$m = \frac{0{,}1\text{ mol soluto}}{0{,}9\text{ mol H}_2\text{O}\,\dfrac{18\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}}\,\dfrac{1\text{ kg H}_2\text{O}}{1000\text{ g H}_2\text{O}}} = \mathbf{6{,}17}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.28. 50 mL de una disolución de hidróxido de potasio (M_r = 56) que tiene una densidad de 1,46 g/mL y del 45% en masa contiene los siguientes gramos de hidróxido de potasio:
a) $1{,}81\cdot10^{-2}$
b) 24,5
c) $8{,}13\cdot10^{-5}$
d) 32,8
(O.Q.L. Castilla y León 2002)

A partir del concepto de porcentaje en masa:

$$50\text{ mL KOH 45\%}\,\frac{1{,}46\text{ g KOH 45\%}}{1\text{ mL KOH 45\%}}\,\frac{45\text{ g KOH}}{100\text{ g KOH 45\%}} = \mathbf{32{,}9\ g\ KOH}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.29. ¿Cuántos moles de Na_2SO_4 deben añadirse a 500 mL de agua para obtener una disolución de concentración 2 molar de iones sodio? Suponga que el volumen de la disolución no cambia.
a) 0,5 moles
b) 1 mol
c) 2 moles
d) 4 moles
e) 5 moles

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Baleares 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ Na^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{x\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{0{,}5\ \text{L disolución}}\ \frac{2\ \text{mol}\ Na^+}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 2\ \text{M} \qquad \longrightarrow \qquad x = \mathbf{0{,}5\ mol\ Na_2SO_4}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.30. Se quieren preparar 2 litros de disolución de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1,18 $g\cdot cm^{-3}$, disolviendo cloruro de hidrógeno en agua. ¿Cuántos litros de dicho gas, medidos en condiciones normales, se necesitarán?
(El cloruro de hidrógeno es un gas muy soluble en agua)
a) 521,40 L
b) 2 L
c) 1227,39 L
d) 164,3 L
(Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

El número de moles de HCl necesarios para preparar la disolución es:

$$2\ \text{L HCl } 36\%\ \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl } 36\%}{1\ \text{L HCl } 36\%}\ \frac{1{,}18\ \text{g HCl } 36\%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl } 36\%}\ \frac{36\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl } 36\%}\ \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 23{,}3\ \text{mol HCl}$$

Teniendo en cuenta que el volumen molar de un gas en condiciones normales es 22,4 L, el volumen de gas necesario para preparar la disolución es:

$$23{,}3\ \text{mol HCl}\ \frac{22{,}4\ \text{L HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = \mathbf{521{,}4\ L\ HCl}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.31. Una determinada masa de metanol produce mayor descenso del punto de congelación en una masa determinada de agua que la misma cantidad de alcohol etílico, debido a que el metanol:
a) Tiene menor masa molecular.
b) Es más soluble en agua.
c) Tiene mayor punto de ebullición.
d) Tiene menor punto de congelación.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La variación en la temperatura de congelación, ΔT_{cri}, de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Tanto el etanol como el metanol son los solutos no iónicos ($\alpha = 0$), por lo que la expresión anterior se simplifica como:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m$$

El mayor descenso en la temperatura de congelación se produce en la disolución que posea mayor concentración molal.

Si se disuelven masas iguales de soluto en masas iguales de agua, por ejemplo, 1 g de soluto en 1 kg de H_2O, las concentraciones molales de las disoluciones son, respectivamente:

$$m_{C_2H_5OH} = \frac{1\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{kg}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH} = \frac{1}{46}$$

$$m_{CH_3OH} = \frac{1\ \text{g}\ CH_3OH}{1\ \text{kg}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_3OH}{32\ \text{g}\ CH_3OH} = \frac{1}{32}$$

Como se observa, la **molalidad es mayor** en la disolución que contiene el soluto con menor masa molar, **metanol**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.32. Se preparan dos disoluciones de un soluto no electrólito y no volátil, una, llamada A al 2% en masa, y otra, llamada B al 4% en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa suponiendo un comportamiento ideal?
a) La molalidad en B es la mitad que en A.
b) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
c) La presión osmótica de A es menor que la de B.
d) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Canarias 2000)

a) Falso. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molalidad de cada una de las disoluciones es:

$$m_A = \frac{2\ \text{g X}}{98\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol X}}{\text{M g X}}\ \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = \frac{20{,}4}{\text{M}}$$

$$m_B = \frac{4\ \text{g X}}{98\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol X}}{\text{M g X}}\ \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = \frac{41{,}7}{\text{M}}$$

Relacionando ambos valores se tiene que:

$$\frac{m_B}{m_A} = \frac{41{,}7/\text{M}}{20{,}4/\text{M}} = 2{,}04$$

b) Falso. La variación en la temperatura de congelación, ΔT_{cri}, de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Si se trata de un soluto no iónico (α = 0), la expresión anterior se simplifica como:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m$$

El mayor descenso en la temperatura de congelación se produce en la disolución que posea mayor concentración molal, que como se ha visto en el apartado anterior es la disolución B.

c) **Verdadero**. Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la molaridad de cada una de las disoluciones es:

$$M_A = \frac{2\ \text{g X}}{100\ \text{g disolución}} \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} \frac{1\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \frac{20}{M}$$

$$M_B = \frac{4\ \text{g X}}{100\ \text{g disolución}} \frac{1\ \text{mol X}}{M\ \text{g X}} \frac{1\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \frac{40}{M}$$

En disoluciones diluidas, la presión osmótica se calcula mediante la expresión:

$$\pi = MRT\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

Suponiendo que se trata de disoluciones acuosas con un soluto no iónico (α = 0), la expresión se simplifica como:

$$\pi = MRT$$

La mayor presión osmótica corresponde a la disolución que posea mayor concentración molar, que como se ha visto es la disolución B.

d) Falso. De acuerdo con la ley de *Raoult*, la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p°\ (1 - x_s) \longrightarrow \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La disolución que tiene menor porcentaje de soluto, la disolución A, es la que tiene menor fracción molar de soluto.

La respuesta correcta es la **c**.

3.33. Aunque normalmente no se indica, ¿cuál es la unidad correcta para expresar las constantes crioscópicas y ebulloscópicas?
a) °C/mol
b) °C·mol/kg
c) °C·kg/mol
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La variación en la temperatura, por ejemplo, de congelación (ΔT_{cri}) de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\, m\, [1+\alpha\, (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Si se trata de un soluto no iónico (α = 0), la expresión anterior se simplifica como:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\, m$$

El valor de la constante es:

$$k_{cri} = \frac{\Delta T_{cri}}{m}$$

Las unidades de la constante son:

$$k_{cri} = \frac{°C}{mol \cdot kg^{-1}} = \mathbf{\frac{°C \cdot kg}{mol}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.34. A 50°C la presión de vapor del benceno es de 271 mmHg y la de la acetona es 603 mmHg. La presión de vapor de una mezcla de estas sustancias a la misma temperatura en la que la masa de benceno es el doble que la de acetona será:
a) 378 mmHg
b) 437 mmHg
c) 404 mmHg
d) Ninguna de las anteriores.
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16)
(O.Q.L. Baleares 2002)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p_i° \cdot x_i \longrightarrow \begin{cases} p_i = \text{presión parcial del componente i} \\ p_i° = \text{presión de vapor del componente i puro} \\ x_i = \text{fracción molar del componente i en la fase líquida} \end{cases}$$

Suponiendo que se mezclan 20 g de C_6H_6 y 10 g de C_3H_6O, las presiones parciales respectivas son:

$$p_{C_6H_6} = 271 \text{ mmHg} \frac{20 \text{ g } C_6H_6 \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6}}{20 \text{ g } C_6H_6 \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} + 10 \text{ g } C_3H_6O \frac{1 \text{ mol } C_3H_6O}{58 \text{ g } C_3H_6O}} = 162{,}0 \text{ mmHg}$$

$$p_{C_3H_6O} = 603 \text{ mmHg} \frac{10 \text{ g } 10 \text{ g } C_3H_6O \frac{1 \text{ mol } C_3H_6O}{58 \text{ g } C_3H_6O}}{20 \text{ g } C_6H_6 \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78 \text{ g } C_6H_6} + 10 \text{ g } C_3H_6O \frac{1 \text{ mol } C_3H_6O}{58 \text{ g } C_3H_6O}} = 242{,}4 \text{ mmHg}$$

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{total} = p_{C_6H_6} + p_{C_3H_6O} = (162{,}0 + 242{,}4) \text{ mmHg} = \mathbf{404{,}4\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.35. Se forma una disolución adicionando 50 mL de agua a 150 mL de disolución 0,10 M de amoníaco. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?
a) 0,1 M
b) 0,1 N
c) 0,085 M
d) 0,075 M

(O.Q.L. Asturias 2002)

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{0{,}150\ \text{L disolución}\ \frac{0{,}10\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{L Disolución}}}{(0{,}050+0{,}150)\ \text{L disolución}} = \mathbf{0{,}075\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.36. La presión de vapor de una disolución de cloruro de sodio en agua, a una determinada temperatura es:
a) Igual a la presión de vapor del agua a dicha temperatura.
b) Menor que la presión de vapor del agua a esa temperatura.
c) Proporcional a la presión de vapor del cloruro de sodio a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de fusión del cloruro de sodio.
e) Proporcional a la molalidad de la disolución.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

De acuerdo con la ley de *Raoult*, la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p°\,(1 - x_s) \longrightarrow \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

a) Falso. Como se observa en la expresión anterior, ambas presiones de vapor son diferentes.

b) **Verdadero**. Como se observa en la expresión anterior, $p < p°$.

c) Falso. La presión de vapor del sólido no tiene nada que ver con la presión de vapor de la disolución.

d) Falso. La temperatura de fusión del sólido no tiene nada que ver con la presión de vapor de la disolución.

e) Falso. Como se observa en la expresión anterior, la presión de de vapor de la disolución es proporcional a la fracción molar del soluto.

La respuesta correcta es la **b**.

3.37. En el laboratorio, a veces se utiliza un baño de agua hirviendo en lugar de una llama para calentar. ¿Cuál de las siguientes causas puede ser la ventaja de su utilización?
a) La capacidad calorífica relativamente baja del agua hará que el contenido se caliente más rápidamente.
b) La densidad relativamente alta del agua hará que el contenido se caliente más rápidamente.
c) El volumen de agua durante la ebullición permanece constante.
d) La temperatura del agua durante la ebullición permanece constante a 100°C.
e) La presión de vapor del agua hirviendo es igual a cero.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La rapidez con que se caliente el agua no es una ventaja.

b) Falso. La densidad del agua no tiene nada que ver con la rapidez con que la que ésta se calienta.

c) Falso. El volumen de agua desciende durante el calentamiento ya que el agua se evapora.

d) **Verdadero**. Como la ebullición se realiza en un recipiente abierto la temperatura del agua permanece constante.

e) Falso. La presión de vapor del agua hirviendo a 100°C es 760 mmHg.

La respuesta correcta es la **d**.

3.38. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion NO_3^- sea 0,25 M y se dispone de 500 mL de una disolución de KNO_3 0,20 M. ¿Qué volumen de disolución de $Ca(NO_3)_2$ 0,30 M habría que añadir?
a) 250 mL
b) 35,70 mL
c) 71,40 mL
d) 142,80 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KNO_3 es:

$$KNO_3\ (aq) \longrightarrow K^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$$

El número de mmoles de NO_3^- contenidos en la disolución es:

$$500\ \text{mL KNO}_3\ 0{,}2\ \text{M} \frac{0{,}2\ \text{mmol KNO}_3}{1\ \text{mL KNO}_3\ 0{,}2\ \text{M}} \frac{1\ \text{mmol NO}_3^-}{1\ \text{mmol KNO}_3} = 100\ \text{mmol NO}_3^-$$

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq)$$

El número de mmoles de NO_3^- contenidos en V L de disolución es:

$$\text{V mL Ca(NO}_3)_2\ 0{,}3\ \text{M} \frac{0{,}3\ \text{mmol Ca(NO}_3)_2}{1\ \text{mL Ca(NO}_3)_2\ 0{,}3\ \text{M}} \frac{2\ \text{mmol NO}_3^-}{1\ \text{mmol Ca(NO}_3)_2} = 0{,}6\text{V mmol NO}_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(100+0{,}6\text{V})\ \text{mmol NO}_3^-}{(500+\text{V})\ \text{mL disolución}} = 0{,}25\ \text{M} \longrightarrow \mathbf{V = 71{,}4\ mL}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.39. Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 20% en masa. La fracción molar de soluto es:
a) 0,10
b) 0,20
c) 0,18
d) 1,43

(Masas atómicas: Na = 23; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de fracción molar:

$$x_{NaOH} = \frac{20 \text{ g NaOH} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}}}{20 \text{ g NaOH} \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} + 80 \text{ g } H_2O \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O}} = \mathbf{0{,}101}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.40. ¿Qué volumen de una disolución 0,2 M contiene 3,5 moles de soluto?
a) 17,5 mL
b) 17,5 L
c) 15,7 dm^3
d) 7,0 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$3{,}5 \text{ mol soluto} \frac{1 \text{ L disolución}}{0{,}2 \text{ mol soluto}} = \mathbf{17{,}5 \text{ L disolución}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.41. Si hacen falta 18,5 moles de tetracloroetileno (C_2Cl_4) de densidad 1,63 g·cm^{-3}, ¿qué volumen de este líquido será necesario tomar?
a) 30,22 mL
b) 11,33 mL
c) 5,01 L
d) 1,88 L
(Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Murcia 2003)

Aplicando el concepto de densidad:

$$18{,}5 \text{ mol } C_2Cl_4 \frac{166 \text{ g } C_2Cl_4}{1 \text{ mol } C_2Cl_4} \frac{1 \text{ mL } C_2Cl_4}{1{,}63 \text{ g } C_2Cl_4} \frac{1 \text{ L } C_2Cl_4}{10^3 \text{ mL } C_2Cl_4} = \mathbf{1{,}88 \text{ L } C_2Cl_4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.42. Cuál de ellos variará al modificar la temperatura si se expresa la concentración de una disolución acuosa en:
a) Molaridad
b) Molalidad
c) Fracción molar
d) % en peso

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La concentración de una disolución expresada como:

a) Molaridad = $\dfrac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$

Varía al modificar la temperatura ya que el volumen de la disolución cambia con la temperatura.

b) Molalidad = $\dfrac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$

No varía al modificar la temperatura ya que la masa (moles) de soluto y la masa de disolvente permanecen invariables al cambiar la temperatura.

c) Fracción Molar = $\dfrac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto + moles disolvente}}$

No varía al modificar la temperatura ya que las masas (moles) de soluto y de disolvente permanecen invariables al cambiar la temperatura.

d) % peso = $\dfrac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}}100$

No varía al modificar la temperatura ya que las masas de soluto y de disolvente permanecen invariables al cambiar la temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

3.43. Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?
a) La molalidad es proporcional a la fracción molar.
b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad.
c) La molaridad es mayor que la molalidad.
d) La densidad tiende a uno.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}} \qquad \text{Fracción Molar} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto + moles disolvente}}$$

El numerador de ambas es el mismo, por tanto si aumenta la molalidad debe aumentar la fracción molar.

b-d) Verdadero. Teniendo en cuenta que:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}} \qquad \text{Molalidad} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{L disolución}}$$

Si la disolución es muy diluida quiere decir que contiene poco soluto y mucho disolvente por lo que su densidad es ligeramente mayor que la del agua (≈ 1 $kg \cdot L^{-1}$).

c) **Falso**. El número de litros de disolución siempre es mayor que el número de kg de disolvente.

La respuesta correcta es la **c**.

3.44. ¿Qué volumen de una disolución concentrada 8 M de HCl hay que utilizar para preparar 3 L de una disolución de 2 M de HCl?
a) 750 mL
b) 1333,3 mL
c) 2250 mL
d) 1666,6 mL

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$3\ \text{L HCl 2 M}\frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 2 M}}\ \frac{1\ \text{L HCl 8 M}}{8\ \text{mol HCl}}\ \frac{10^3\ \text{mL HCl 8 M}}{1\ \text{L HCl 8 M}} = \mathbf{750\ mL\ HCl\ 8\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.45. El punto de fusión de una disolución acuosa de $KHSO_4$ 0,05 m es -0,19°C. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor lo que sucede al disolverse $KHSO_4$ (s) en agua?
a) $KHSO_4$ (s) ⟶ $KHSO_4$ (aq)
b) $KHSO_4$ (s) ⟶ HSO_4^- (aq) + K^+ (aq)
c) $KHSO_4$ (s) ⟶ SO_4^{2-} (aq) + K^+ (aq) + H^+ (aq)
d) $KHSO_4$ (s) ⟶ SO_3^{2-} (aq) + K^+ (aq) + OH^- (aq)
e) $KHSO_4$ (s) ⟶ KSO_3^- (aq) + OH^- (aq)
Dato: k_f (agua) = 1,86°C·kg·mol^{-1}

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La temperatura de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el $KHSO_4$ es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$), el valor de n proporcionará la ecuación de disociación iónica correcta.

$$0-(-0{,}19)°C = 1{,}86\ \frac{°C\cdot kg}{mol}\ 0{,}05\ \frac{mol}{kg}\ [1+1(n-1)] \longrightarrow n = 2$$

a) No hay iones, n = 1

b-e) Se forman dos iones, n = 2

c-d) Se forman tres iones, n = 3

Hay que descartar la ecuación e) ya que el $KHSO_4$ es una sal ácida y en la disociación propuesta se forman iones OH^- y el medio es básico.

La respuesta correcta es la **b**.

3.46. Si se mezcla cierto volumen de disolución 2,5 M de cloruro sódico con el doble de volumen de la misma disolución, la disolución de cloruro sódico resultante será:
a) 7,5 M
b) 5 M
c) 2,5 M
d) Es necesario especificar los volúmenes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

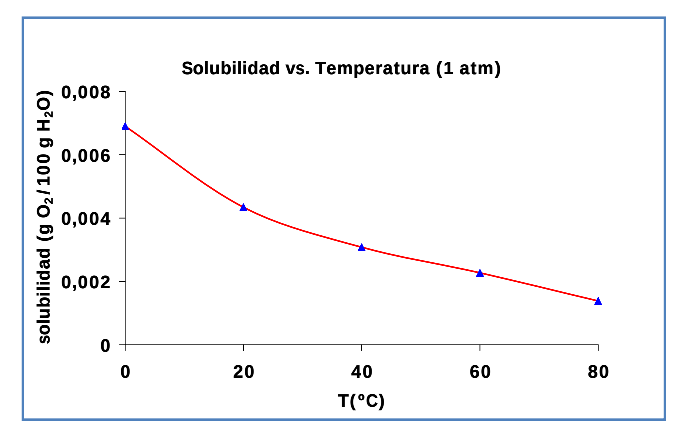
Teniendo en cuenta que se mezclan dos porciones diferentes de una misma disolución la concentración molar de la disolución resultante es la misma que las disoluciones mezcladas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.47. A la presión atmosférica, la solubilidad del oxígeno en agua a 25°C es 8,32 mg/L. La solubilidad a 50°C y misma presión será:
a) La misma.
b) Podría valer 7 mg/L.
c) Mayor de 8,32 mg/L pero menor de 16,64 mg/L.
d) Alrededor de 16,64 mg/L.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La solubilidad de un gas en agua desciende al aumentar la temperatura. La curva de solubilidad del O_2 en función de la temperatura es:



a-c-d) Falso. La solubilidad del gas disminuye al aumentar la temperatura.

b) **Verdadero**. La solubilidad a 50°C debe ser menor que a 25°C.

La respuesta correcta es la **b**.

3.48. Sólo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La presión de vapor del disolvente en una disolución es igual a la del disolvente puro.
b) Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.
c) El descenso crioscópico es proporcional a la molalidad.
d) El ascenso ebulloscópico es proporcional a la molalidad.
(O.Q.L. Baleares 2004)

a) **Falso**. De acuerdo con la ley de *Raoult*, la presión de vapor de una disolución se calcula de acuerdo con la ecuación:

$$p = p° \, (1 - x_s) \longrightarrow \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

b) Verdadero. Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica.

c-d) Verdadero. La variación en la temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri} \, m \, [1+\alpha \, (n-1)] \rightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.49. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el estado coloidal es falsa?
a) El tamaño de las partículas coloidales es intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones.
b) El soluto de un coloide puede ser un sólido, un líquido o un gas.
c) El soluto de un coloide normalmente sedimenta con el tiempo.
d) Los coloides producen el denominado "efecto Tyndall".
(O.Q.L. Baleares 2004)

a) Verdadero. Las partículas coloidales tienen un tamaño intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones.

b) Verdadero. En un coloide el soluto puede tener cualquier estado de agregación.

c) **Falso**. Las partículas de soluto del coloide se mantienen unidas mediante fuerzas intermoleculares que sólo se rompen mediante calentamiento con lo que dichas partículas sedimentan.

d) Verdadero. Los coloides producen el *"efecto Tyndall"* que consiste en la dispersión de la luz por las partículas coloidales que se hacen visibles como puntos brillantes sobre un fondo oscuro

La respuesta correcta es la **c**.

3.50. Se dispone de un ácido sulfúrico del 93% y densidad 1,9 g/cm^3 y se desea preparar 0,4 L disolución de concentración 1 M. ¿Qué cantidad del ácido sulfúrico se necesita?
a) 22,2 cm^3
b) 39,2 cm^3
c) 55,5 cm^3
d) 111 cm^3
(Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Baleares 2004)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$0{,}4\ \text{L}\ H_2SO_4\ 1\ \text{M}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 1\ \text{M}}\ \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 39{,}2\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 93% y densidad 1,9 g/cm^3, el volumen de necesario es:

$$39{,}2\ \text{g}\ H_2SO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93\%}{93\ \text{g}\ H_2SO_4}\ \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 93\%}{1{,}9\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93\%} = \mathbf{22{,}2\ cm^3\ H_2SO_4\ 93\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.51. En un volumen de 20 cm^3 de una disolución de NaOH 2 M hay:
a) 1,6 g de NaOH
b) 0,04 g de NaOH
c) 0,08 g de NaOH
d) 3,2 g de NaOH
(Masa atómicas: H =1; O = 16; Na = 23)
(O.Q.L. Madrid 2004)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$20\ \text{cm}^3\ \text{NaOH}\ 2\ \text{M}\ \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1000\ \text{cm}^3\ \text{NaOH}\ 2\ \text{M}}\ \frac{40\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = \mathbf{1{,}6\ g\ NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.52. ¿Cuáles son las concentraciones de los iones aluminio y sulfato en una disolución de sulfato de aluminio 0,0165 M?
a) 0,0330 M y 0,0495 M respectivamente
b) 0,0365 M y 0,0409 M respectivamente
c) 0,0495 M y 0,0330 M respectivamente
d) 0,0550 M y 0,0335 M respectivamente
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$Al_2(SO_4)_3\ (aq) \longrightarrow 2\ Al^{3+}\ (aq) + 3\ SO_4^{2-}\ (aq)$$

Las concentraciones iónicas en disolución son:

$$\frac{0{,}0165\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{1\ \text{L disolución}}\ \frac{2\ \text{mol}\ Al^{3+}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{0{,}0330\ M}$$

$$\frac{0{,}0165\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{1\ \text{L disolución}}\ \frac{3\ \text{mol}\ SO_4^{2-}}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{0{,}0495\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.53. Calcula la molaridad de un ácido sulfúrico comercial al 98% en peso y densidad 1,84 g/mL.
a) 15,8 M
b) 20,9 M
c) 13,8 M
d) 18,3 M
Datos. H = 1,0; O = 16,0; S = 32,0
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g disolución}}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4}\ \frac{1{,}84\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}\ \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{18{,}4\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.54. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 34,5% de riqueza en masa tiene una densidad de 1,26 g/mL. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para obtener 3,22 L de esta disolución?
a) $1{,}20\cdot10^5$ g
b) 822 g
c) 135 g
d) $1{,}4\cdot10^3$ g
e) $1{,}4\cdot10^5$ g
(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$3220\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34{,}5\%\ \frac{1{,}26\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}5\%}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34{,}5\%}\ \frac{34{,}5\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34{,}5\%} = \mathbf{1{,}4\cdot10^3\ g\ H_2SO_4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.55. Una disolución de anticongelante consiste en una mezcla de 39,0% de etanol y 61% de agua, en volumen y tiene una densidad de 0,937 g/mL ¿Cuál es el volumen de etanol, expresado en litros, presente en 1 kg de anticongelante?
a) 0,37 L
b) 0,94 L
c) 0,65 L
d) 0,42 L
e) 0,39 L

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2011)

Aplicando el concepto de porcentaje en volumen:

$$1\ \text{kg anticongelante}\ \frac{1\ \text{L anticongelante}}{0{,}937\ \text{kg anticongelante}}\ \frac{39\ \text{L etanol}}{100\ \text{L anticongelante}} = \mathbf{0{,}42\ L\ etanol}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.56. ¿Qué masa de $MgCl_2$, expresada en gramos, debe añadirse a 250 mL de una disolución de $MgCl_2$ 0,25 M para obtener una nueva disolución 0,40 M?
a) 9,5 g
b) 6,0 g
c) 2,2 g
d) 3,6 g
e) 19 g
(Masas atómicas: Mg = 24,3; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Baleares 2011)

Aplicando el concepto de molaridad se obtiene la masa de $MgCl_2$ que contiene la disolución original:

$$250\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}25\ \text{M}\ \frac{0{,}25\ \text{mol}\ MgCl_2}{1000\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}25\ \text{M}}\ \frac{95{,}3\ \text{g}\ MgCl_2}{1\ \text{mol}\ MgCl_2} = 5{,}96\ \text{g}\ MgCl_2$$

Suponiendo que la adición de más soluto no afecta al volumen de disolución, la masa de $MgCl_2$ que contiene la disolución final es:

$$250\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}40\ \text{M}\ \frac{0{,}40\ \text{mol}\ MgCl_2}{1000\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}40\ \text{M}}\ \frac{95{,}3\ \text{g}\ MgCl_2}{1\ \text{mol}\ MgCl_2} = 9{,}53\ \text{g}\ MgCl_2$$

La masa de soluto añadida es:

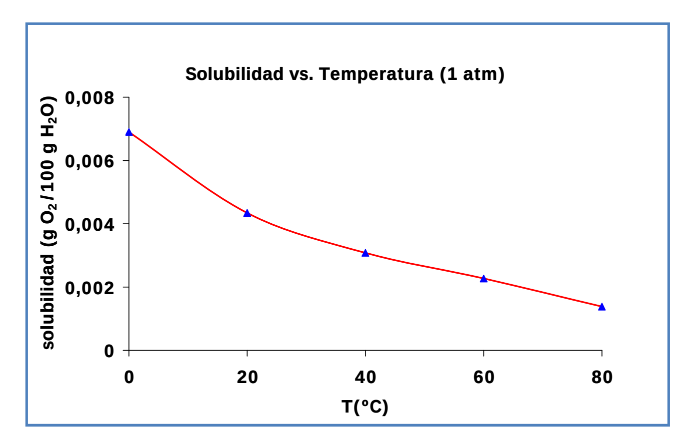
$$9{,}53\ \text{g}\ MgCl_2\ \text{(final)} - 5{,}96\ \text{g}\ MgCl_2\ \text{(inicial)} = \mathbf{3{,}57\ g\ MgCl_2\ (añadido)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.57. Uno de los factores de contaminación de los ríos es el factor térmico. Algunas industrias arrojan residuos a temperaturas muy elevadas, lo que puede tener como consecuencia por ejemplo la muerte de muchos peces por asfixia. La razón debe ser que:
a) El oxígeno disminuye su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
b) El oxígeno aumenta su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
c) Un aumento de temperatura produce un aumento de acidez del medio.
d) A los peces les cuesta más trabajo nadar en agua caliente.

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con la gráfica, la solubilidad de un gas en agua disminuye al aumentar la temperatura. Por ese motivo el agua caliente lleva menos O_2 disuelto lo que provoca la muerte de los peces.



La respuesta correcta es la **a**.

3.58. Para preparar una disolución 1 M de un compuesto sólido muy soluble en agua, ¿qué sería necesario hacer?
a) Añadir un litro de agua a un mol de compuesto.
b) Añadir un mol de compuesto a un kg de agua.
a) Añadir agua a un mol de compuesto hasta completar un kg de disolución.
d) Disolver un mol de compuesto en suficiente cantidad de agua y completar hasta 1 L de disolución.
(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)

a) Falso. Ya que el volumen de la disolución excedería de 1 L y la molaridad sería menor que 1.

b) Falso. Ya que de esa forma se tendría una disolución cuya concentración es 1 m.

c) Falso. Un mol por kg de disolución no corresponde a ningún a forma conocida de concentración de una disolución.

d) **Verdadero**. Ya que ese es el procedimiento adecuado para preparar 1 L de disolución 1 M.

La respuesta correcta es la **d**.

3.59. Si el agua del mar se congela, ¿cuál es la composición del iceberg?
a) Agua pura.
b) Sal pura.
c) Agua y sal disuelta en muy pequeña proporción.
d) Agua y sal disuelta en una proporción muy elevada.
e) Agua y sal disuelta con la mimsa concentración que en el agua del mar.
(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011)

Teniendo en cuenta que el iceberg flota en el agua debe ser menos denso que esta, por tanto no debe contener sal en disolución, es **agua pura**.

La respuesta correcta es la **a**.

3.60. Si se diluye un litro de HCl del 37% en masa y densidad 1,19 g·mL^{-1} hasta obtener un ácido del 25%, ¿qué masa de agua debe añadirse?
a) 660 g
b) 120 g
c) 570 g
d) 300 g
(O.Q.L. Castilla La Mancha 2005)

La masa de disolución de HCl a diluir es:

$$1\ \text{L HCl 37\%}\frac{10^3\ \text{mL HCl 37\%}}{1\ \text{L HCl 37\%}}\frac{1{,}19\ \text{g HCl 37\%}}{1\ \text{mL HCl 37\%}}=1190\ \text{g HCl 37\%}$$

La masa de disolución de HCl que contiene la disolución es:

$$1190\ \text{g HCl 37\%}\frac{37\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 37\%}}=440\ \text{g HCl}$$

La masa de disolución de HCl al 25% que puede prepararse con el soluto es:

$$440\ \text{g HCl}\frac{100\ \text{g HCl 25\%}}{25\ \text{g HCl}}=1760\ \text{g HCl 25\%}$$

La masa de H_2O a añadir a la disolución concentrada es

$$1760\ \text{g HCl 25\%} - 1190\ \text{g HCl 37\%} = \mathbf{570\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.61. Determine la molaridad de una disolución preparada con 2,5 g de $CaCl_2$ y la cantidad necesaria de agua para obtener 0,500 L de disolución.
a) 0,045 M
b) 0,090 M
c) 5,0 M
d) 1,3·10^{-3} M
e) 0,15 M

(Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{2{,}5\ \text{g CaCl}_2}{0{,}5\ \text{L disolución}}\frac{1\ \text{mol CaCl}_2}{111\ \text{g CaCl}_2}=\mathbf{0{,}045\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.62. Una disolución acuosa tiene 6,00% en masa de metanol y su densidad es de 0,988 g/mL. La molaridad del metanol en esta disolución es
a) 0,189 M
b) 1,05 M
c) 0,05 M
d) 0,85 M
e) 1,85 M

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Vigo 2006)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{6\ \text{g CH}_3\text{OH}}{100\ \text{g disolución}}\frac{1\ \text{mol CH}_3\text{OH}}{32\ \text{g CH}_3\text{OH}}\frac{0{,}988\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}}\frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}}=\mathbf{1{,}85\ M}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.63. Se prepara una disolución ideal mezclando 20,5 g de benceno, C_6H_6, y 45,5 g de tolueno, C_7H_8, a 25°C. Sabiendo que las presiones de vapor del benceno y tolueno en estado puro a esta temperatura son 95,1 mmHg y 28,4 mmHg, respectivamente, las presiones parciales del benceno y tolueno en esta disolución son, respectivamente:
a) 95,1 y 28,4 mmHg
b) 12,5 y 18,5 mmHg
c) 85,5 y 15,5 mmHg
d) 25,0 y 12,6 mmHg
e) 33,0 y 18,5 mmHg
(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011)
(O.Q.N. Vigo 2006)

La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p = p°\,(1 - x_s) \longrightarrow \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$p_{C_6H_6} = 95{,}1\ \text{mmHg}\,\frac{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}114\ \text{g}\ C_6H_6}}{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}114\ \text{g}\ C_6H_6} + 45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}141\ \text{g}\ C_7H_8}} = \mathbf{33{,}0\ mmHg}$$

$$p_{C_6H_6} = 28{,}4\ \text{mmHg}\,\frac{45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}141\ \text{g}\ C_7H_8}}{20{,}5\ \text{g}\ C_6H_6\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78{,}114\ \text{g}\ C_6H_6} + 45{,}5\ \text{g}\ C_7H_8\,\dfrac{1\ \text{mol}\ C_7H_8}{92{,}141\ \text{g}\ C_7H_8}} = \mathbf{18{,}5\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.64. Una disolución acuosa de cloruro de sodio empieza a congelar a -1,5°C. Calcule la concentración de la sal en esta disolución, expresada en porcentaje en masa.
$k_f\,(H_2O) = 1{,}86°C\,(mol\ kg^{-1})^{-1}$
a) 3,9%
b) 4,0%
c) 4,5%
d) 4,7%
e) 4,8%
(Masas atómicas: Na = 22,990; Cl = 35,453)
(O.Q.N. Vigo 2006)

La temperatura de congelación de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\,(n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Como el NaCl es un compuesto que se encuentra totalmente ionizado, ($\alpha \approx 1$) de acuerdo con la ecuación:

$$NaCl\,(aq) \longrightarrow Na^+\,(aq) + Cl^-\,(aq) \qquad \longrightarrow \qquad n = 2$$

Sustituyendo:

$$0 - (\text{-}1{,}5)°\text{C} = 1{,}86\,\frac{°\text{C·kg}}{\text{mol}}\,\text{m}\,\frac{\text{mol}}{\text{kg}}\,[1+1(2-1)] \quad\longrightarrow\quad \text{m} = 0{,}403\ \text{mol·kg}^{-1}$$

Cambiando las unidades de la concentración:

$$\frac{0{,}403\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{kg H}_2\text{O}}\ \frac{58{,}443\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}}\ \frac{1\ \text{kg H}_2\text{O}}{10^3\ \text{g H}_2\text{O}} = \frac{23{,}6\ \text{g NaCl}}{1000\ \text{g H}_2\text{O}}$$

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$\frac{23{,}6\ \text{g NaCl}}{23{,}6\ \text{g NaCl} + 1000\ \text{g H}_2\text{O}}\,100 = \mathbf{2{,}3\%\ NaCl}$$

No coincide ninguna de las respuestas, ya que no tienen en cuenta que se trata de un soluto iónico y por tanto, n = 2.

3.65. Un vinagre tiene 5,05% en masa de ácido acético, CH_3COOH, y su densidad es 1,05 g/mL. ¿Cuántos gramos de ácido hay en una botella de vinagre de 1 L?
a) 0,100 g
b) 0,050 g
c) 50,5 g
d) 208 g
e) 53,0 g
(O.Q.N. Vigo 2006)

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$10^3\ \text{mL vinagre}\,\frac{1{,}05\ \text{g vinagre}}{1\ \text{mL vinagre}}\ \frac{5{,}05\ \text{g CH}_3\text{COOH}}{100\ \text{g vinagre}} = \mathbf{53{,}0\ g\ CH_3COOH}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.66. De una disolución 0,3 M de sulfato de amonio se toman 100 mL y se diluyen hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones amonio de la nueva disolución será:
a) 0,6 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) Ninguna de las anteriores.
(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\ (\text{aq}) \longrightarrow 2\ \text{NH}_4^+\ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}\ (\text{aq})$$

El número de mmoles de NH_4^+ contenidos en la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\ 0{,}3\ \text{M}\,\frac{0{,}3\ \text{mmol}\ (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL}\ (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4\ 0{,}3\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol NH}_4^+}{1\ \text{mmol}\ (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 60\ \text{mol NH}_4^+$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{60\ \text{mmol NH}_4^+}{500\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}12\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.67. Si se dispone de 100 mL de disolución 0,2 M de sulfato de amonio se puede asegurar que hay:
a) 0,02 moles de iones amonio.
b) 0,2 moles de iones sulfato.
c) 0,06 moles de iones (sulfato + amonio).
d) 0,4 moles de amonio.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(NH_4)_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ NH_4^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de moles de soluto contenidos en la disolución es:

$$100\ mL\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ M \frac{0{,}2\ mol\ (NH_4)_2SO_4}{10^3\ mL\ (NH_4)_2SO_4\ 0{,}2\ M} = 0{,}02\ mol\ (NH_4)_2SO_4$$

El número de moles de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}02\ mol\ (NH_4)_2SO_4 \frac{3\ mol\ iones}{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4} = \mathbf{0{,}06\ mol}\ \text{iones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.68. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?
a) 5 M
b) 1 M
c) 0,05 M
d) 0,005 M

(O.Q.L. Baleares 2006)

El número de moles de HNO_3 contenidos en la disolución original es:

$$100\ mL\ HNO_3\ 0{,}5\ M \frac{0{,}5\ mol\ HNO_3}{10^3\ mL\ HNO_3\ 0{,}5\ M} = 0{,}05\ mol\ HNO_3$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{0{,}05\ mol\ HNO_3}{1\ L\ disolución} = \mathbf{0{,}05\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.69. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar de 50,0 mL de K_2CrO_4 0,100 M con 50,0 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,500 M?
a) 0,350 M
b) 0,700 M
c) 0,600 M
d) 0,300 M

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2CrO_4 es:

$$K_2CrO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + CrO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de mmoles de K^+ contenidos en la disolución es:

$$50\ \text{mL}\ K_2CrO_4\ 0{,}100\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mmol}\ K_2CrO_4}{1\ \text{mL}\ K_2CrO_4\ 0{,}100\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2CrO_4} = 10\ \text{mmol}\ K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $K_2Cr_2O_7$ es:

$$K_2Cr_2O_7\ (aq) \longrightarrow 2\ K^+\ (aq) + Cr_2O_7^{2-}\ (aq)$$

El número de mmoles de K^+ contenidos en la disolución es:

$$50\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}500\ \text{M}\ \frac{0{,}5\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}100\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 50\ \text{mmol}\ K^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(10+50)\ \text{mmol}\ K^+}{(50+50)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}600\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.70. El volumen de NaOH 0,025 M que se puede obtener a partir de 200,0 mL de una disolución 0,1 M de la misma base es:
a) 100 mL
b) 50 mL
c) 800 mL
d) 400 mL

(O.Q.L. Madrid 2006)

El número de mmoles de NaOH contenidos en la disolución es:

$$200\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}1\ \text{M}} = 20\ \text{mmol NaOH}$$

El volumen de disolución diluida que se puede obtener a partir de ese número de mmoles es:

$$20\ \text{mmol NaOH}\ \frac{1\ \text{mL NaOH}\ 0{,}025\ \text{M}}{0{,}025\ \text{mmol NaOH}} = \mathbf{800\ mL\ NaOH\ 0{,}025\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.71. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que resulta al mezclar 400 mL de nitrato de sodio 2,5 M con 240 cm^3 de una disolución de nitrato de sodio 3 M y añadiendo finalmente 800 cm^3 de agua?
a) 1,72
b) 1,80
c) 0,84
d) 1,19

(O.Q.L. Asturias 2006)

El número de mmoles de $NaNO_3$ contenidos en cada disolución es:

$$400\ \text{mL}\ NaNO_3\ 2{,}5\ \text{M}\ \frac{2{,}5\ \text{mmol}\ NaNO_3}{1\ \text{mL}\ NaNO_3\ 2{,}5\ \text{M}} = 1000\ \text{mmol}\ NaNO_3$$

$$240\ \text{cm}^3\ NaNO_3\ 3\ \text{M}\ \frac{3\ \text{mmol}\ NaNO_3}{1\ \text{cm}^3\ NaNO_3\ 3\ \text{M}} = 720\ \text{mmol}\ NaNO_3$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(1000+720) \text{ mmol NaNO}_3}{(400+240+800) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = \mathbf{1{,}19\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.72. ¿Cuál es la concentración de iones sulfato de una disolución de sulfato de aluminio 0,10 M?
a) 0,032 M
b) 0,10 M
c) 0,30 M
d) 0,60 M

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Al_2(SO_4)_3$ es:

$$Al_2(SO_4)_3 \text{ (aq)} \longrightarrow 2\ Al^{3+} \text{ (aq)} + 3\ SO_4^{2-} \text{ (aq)}$$

La concentración iónica en disolución es:

$$\frac{0{,}10 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ L disolución}} \frac{3 \text{ mol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{0{,}30\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.73. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es VERDADERA?
a) Una disolución de ácido fuerte es siempre concentrada.
b) Una disolución saturada es siempre concentrada.
c) Una disolución diluida puede ser saturada.

(O.Q.L. LaRioja 2006)

a) Falso. Un ácido fuerte es aquél que se encuentra completamente disociado en iones iones, y sus disoluciones acuosas pueden ser concentradas o diluidas.

- Que una disolución sea **saturada** depende de la **solubilidad** del soluto que contenga
- Que una disolución sea **concentrada** depende de la **cantidad** de soluto que contenga.

b) Falso. Un soluto muy soluble, por ejemplo, NH_4NO_3, da lugar a disoluciones que son saturadas y a la vez concentradas.

c) **Verdadero**. Un soluto poco soluble, por ejemplo, $Ca(OH)_2$, da lugar a disoluciones que son saturadas y a la vez diluidas.

La respuesta correcta es la **c**.

3.74. Se mezclan 100 mL de una disolución de Na_2SO_4 4 M con 500 mL de otra disolución del mismo compuesto, 0,2 M. Para que la concentración de iones Na^+ en la disolución resultante sea 0,08 M, el volumen de agua que habrá que añadir es:
a) 5650 mL
b) 14350 mL
c) 9600 mL
d) 10000 mL
e) 11900 mL

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ Na^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de mmoles de Na^+ contenidos en cada disolución es:

$$100\ mL\ Na_2SO_4\ 4\ M \frac{4\ mmol\ Na_2SO_4}{1\ mL\ Na_2SO_4\ 4\ M} \frac{2\ mmol\ Na^+}{1\ mmol\ Na_2SO_4} = 800\ mmol\ Na^+$$

$$500\ mL\ Na_2SO_4\ 0{,}2\ M \frac{0{,}2\ mmol\ Na_2SO_4}{1\ mL\ Na_2SO_4\ 0{,}2\ M} \frac{2\ mmol\ Na^+}{1\ mmol\ Na_2SO_4} = 200\ mmol\ Na^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(800+200)\ mmol\ Na^+}{(100+500+V)\ mL\ disolución} = \frac{0{,}08\ mmol\ Na^+}{mL\ disolución} \longrightarrow V = \mathbf{11900\ mL}$$

La respuesta correcta es la **e**.

3.75. Calcula la concentración de iones Cl^- en una disolución formada por la mezcla de 100,0 mL de $AlCl_3$ 0,100 M, 50,0 mL de NaCl 0,200 M y 200,0 mL de KCl 0,050 M.
a) 0,050 M
b) 0,020 M
c) 0,025 M
d) 0,143 M

(O.Q.L. Madrid 2007)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $AlCl_3$ es:

$$AlCl_3\ (aq) \longrightarrow Al^{3+}\ (aq) + 3\ Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$100\ mL\ AlCl_3\ 0{,}100\ M \frac{0{,}1\ mmol\ AlCl_3}{1\ mL\ AlCl_3\ 0{,}100\ M} \frac{3\ mmol\ Cl^-}{1\ mmol\ AlCl_3} = 30\ mmol\ Cl^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:

$$NaCl\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$50\ mL\ NaCl\ 0{,}200\ M \frac{0{,}2\ mmol\ NaCl}{1\ mL\ NaCl\ 0{,}200\ M} \frac{1\ mmol\ Cl^-}{1\ mmol\ NaCl} = 10\ mmol\ Cl^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:

$$KCl\ (aq) \longrightarrow K^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$200\ mL\ KCl\ 0{,}050\ M \frac{0{,}05\ mmol\ KCl}{1\ mL\ KCl\ 0{,}050\ M} \frac{1\ mmol\ Cl^-}{1\ mmol\ KCl} = 10\ mmol\ Cl^-$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(30+10+10)\ mmol\ Cl^-}{(100+50+200)\ mL\ disolución} = \mathbf{0{,}143\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.76. En una clase de Química, el profesor comenta a sus alumnos: "Una gran canoa de hormigón se deslizaba por el cauce del lago". Considerando que el hormigón presenta una densidad aproximada de 2,4 g/mL, podemos decir que:
a) El profesor cometió un grave error, es imposible que flote una canoa de hormigón.
b) Una canoa de hormigón sólo flotaría en el mar, por ser el agua salada más densa que el agua dulce.
c) Para que esa canoa flotase los remeros debían hacerla avanzar a gran velocidad, si parasen de remar se hundiría.
d) Es factible que flote una canoa de hormigón si en su interior encierra suficiente cantidad de aire.

(O.Q.L. Murcia 2007)

De acuerdo con el principio de *Arquímedes*, la que la canoa flote es preciso que el peso de la canoa sea menor que el empuje que ejerce el agua desalojada por la canoa. Esto sólo es posible si la canoa está hueca y encierra la suficiente cantidad de aire para que su peso sea menor que el empuje.

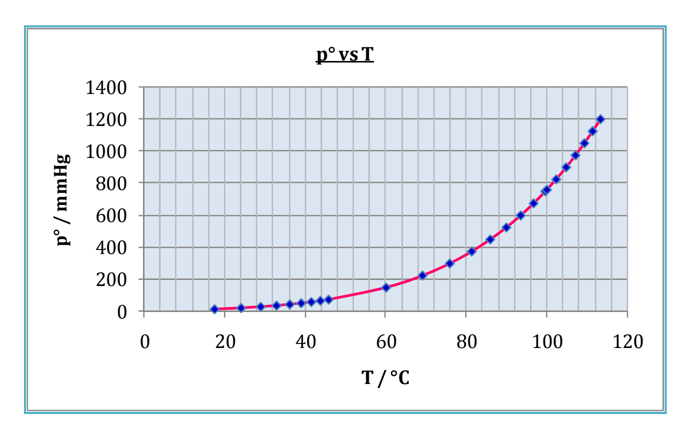
La respuesta correcta es la **d**.

3.77. En una olla a presión se puede preparar un cocido en 40 minutos, mientras que en una olla normal se necesitan alrededor de 2 horas y 30 minutos. Ello se debe a que en estas ollas:
a) Se alcanza mayor temperatura por estar fabricadas con aleaciones metálicas de última generación.
b) La cocción tiene lugar a mayor temperatura, lo que acorta el tiempo necesario.
c) Se alcanzan antes los 100°C (temperatura de ebullición del agua).
d) Al estar cerradas herméticamente, se puede añadir más caldo sin que se derrame al hervir.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Un líquido hierve cuando su presión de vapor se iguala a la presión atmosférica (1 atm). En el caso del H_2O, la temperatura de ebullición normal es 100°C.

Al estar el recipiente cerrado herméticamente, el vapor de agua producido no puede escapar al exterior por lo que la presión en el interior del recipiente va aumentando. Por este motivo, la temperatura necesaria para que el agua comience a hervir es mayor de 100°C, tal como se observa en la gráfica presión de vapor-temperatura:



La respuesta correcta es la **b**.

3.78. ¿Cuál es la concentración de iones Na^+ en una disolución 0,6 M de Na_3PO_4?
a) 0,6 molar
b) 0,2 molar
c) 3 molar
d) 1,8 molar

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_3PO_4 es:

$$Na_3PO_4\ (aq) \longrightarrow 3\ Na^+\ (aq) + PO_4^{3-}\ (aq)$$

El número de moles de Na^+ contenidos en la disolución de Na_3PO_4 es:

$$1\ L\ Na_3PO_4\ 0,6\ M \frac{0,6\ mol\ Na_3PO_4}{1\ L\ Na_3PO_4\ 0,6\ M} \frac{3\ mol\ Na^+}{1\ mol\ Na_3PO_4} = 1,8\ mol\ Na^+$$

La concentración de iones Na^+ es:

$$\frac{1,8\ mol\ Na^+}{1\ L\ disolución} = \mathbf{1,8\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.79. ¿Cuántos gramos de NaF hay en 0,15 kg de una disolución acuosa al 5%?
a) 3 g
b) 15 g
c) 7,5 g
d) 30 g

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de gramos de NaF contenidos en la disolución es:

$$0,15\ kg\ NaF\ 5\% \frac{1000\ g\ NaF\ 5\%}{1\ kg\ NaF\ 5\%} \frac{5\ g\ NaF}{100\ g\ NaF\ 5\%} = \mathbf{7,5\ g\ NaF}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.80. ¿Cuántos moles de KCl se requieren para preparar 250 mL de una disolución 5 molar?
a) 5 moles
b) 2,5 moles
c) 1,25 moles
d) 1 mol

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de gramos de KCl contenidos en la disolución es:

$$250\ mL\ KCl\ 5\ M \frac{1\ L\ KCl\ 5\ M}{1000\ mL\ KCl\ 5\ M} \frac{5\ mol\ KCl}{1\ L\ KCl\ 5\ M} = \mathbf{1,25\ mol\ KCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.81. ¿Qué masa de $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ se necesita para preparar 2 L de disolución 0,05 M en Cu^{2+}?
a) 50 g
b) 75 g
c) 12,5 g
d) 25 g
(Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ es:

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O\ (aq) \longrightarrow Cu^{2+}\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq) + 5\ H_2O\ (l)$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$2\ \text{L Cu}^{2+}\ 0{,}05\ \text{M}\ \frac{0{,}05\ \text{mol Cu}^{2+}}{1\ \text{L Cu}^{2+}\ 0{,}5\ \text{M}}\ \frac{1\ \text{mol CuSO}_4\cdot 5\ \text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol Cu}^{2+}} = 0{,}1\ \text{mol CuSO}_4\cdot 5\ \text{H}_2\text{O}$$

$$0{,}1\ \text{mol CuSO}_4\cdot 5\ \text{H}_2\text{O}\ \frac{249{,}5\ \text{g CuSO}_4\cdot 5\ \text{H}_2\text{O}}{1\ \text{mol CuSO}_4\cdot 5\ \text{H}_2\text{O}} = \mathbf{24{,}95\ g\ CuSO_4\cdot 5\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.82. Se preparan dos disoluciones por separado con masas iguales de nitrato potásico y nitrato sódico, en volúmenes de agua idénticos. Se puede afirmar, respecto de su concentración molar (molaridad) que:
a) Es mayor en la de nitrato sódico
b) Es mayor en la de nitrato potásico
c) Es igual en ambas
d) No se puede saber sin el peso molecular.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La concentración molar de una disolción se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{\frac{\text{m (g)}}{\text{M (g/mol)}}}{\text{V (L)}}$$

siendo:

m = masa de soluto; M = masa molar del soluto y V = volumen de la disolución

Suponiendo que al disolver los solutos en agua el volumen de la disolución es el mismo, es imprescindible conocer el dato de la masa molar del soluto para poder la calcular la concentración molar de la disolución, siendo ésta mayor en la disolución que contenga el soluto con menor masa molar.

La respuesta correcta es la **d**.

3.83. Una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) contiene 9,8 g/L. Considerando que la masa molecular del sulfúrico es 98, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es VERDADERA?
a) Su normalidad es 0,2 y su molaridad 0,1
b) Su normalidad es 0,1 y su molaridad 0,2
c) Su normalidad y su molaridad es 0,1
d) Su normalidad y su molaridad es 0,2

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La molaridad de la disolución es:

$$\text{M} = \frac{9{,}8\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{L disolución}}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 1\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N) de una disolución viene dada por la expresión:

N = M·valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$\text{H}_2\text{SO}_4\ \text{(aq)} + 2\ \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}\ \text{(aq)} + 2\ \text{H}_3\text{O}^+\ \text{(aq)}$$

La valencia es 2, por tanto la normalidad es:

N = 0,1·2 = 0,2

La respuesta correcta es la **a**.

3.84. Se disolvieron 2,5 g de clorato de potasio en 100 mL de agua a 40°C. Al enfriar la disolución a 20°C, se observó que el volumen continuaba siendo de 100 mL, pero se había producido la cristalización de parte de la sal. La densidad del agua a 40°C es 0,9922 g/mL y la densidad de la disolución de clorato de potasio a 20°C 1,0085 g/mL. Calcula la masa de clorato de potasio que ha cristalizado.
a) 0,870 g
b) 1,491 g
c) 0,016 g
d) 0,032 g
e) 0,745 g
(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las masas de $KClO_3$ y de H_2O en la disolución a 40°C son:

$$2{,}5\ \text{g}\ KClO_3 \qquad\qquad 100\ \text{mL}\ H_2O\ \frac{0{,}9922\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mL}\ H_2O} = 99{,}22\ \text{g}\ H_2O$$

La masa de la disolución a 20°C es:

$$100\ \text{mL disolución}\ \frac{1{,}0085\ \text{g disolución}}{1\ \text{mL disolución}} = 100{,}85\ \text{g disolución}$$

Como al enfriar cristaliza parte $KClO_3$ y la masa de H_2O en la disolución sigue siendo la misma la masa de $KClO_3$ que permanece en disolución es:

$$100{,}85\ \text{g disolución} - 99{,}22\ \text{g}\ H_2O = 1{,}63\ \text{g}\ KClO_3$$

La masa de $KClO_3$ que ha cristalizado es:

$$2{,}5\ \text{g}\ KClO_3\ \text{(inicial)} - 1{,}63\ \text{g}\ KClO_3\ \text{(disuelto)} = \mathbf{0{,}87\ g\ KClO_3\ (cristalizado)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.85. De una disolución 0,3 M de cloruro de magnesio se toman 100 mL y se diluyen con agua hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones cloruro de la nueva disolución será:
a) 0,6 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) Ninguna de las anteriores.
(O.Q.L. Murcia 2008)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $MgCl_2$ es:

$$MgCl_2\ (aq) \longrightarrow Mg^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}3\ \text{M}\ \frac{0{,}3\ \text{mmol}\ MgCl_2}{1\ \text{mL}\ MgCl_2\ 0{,}3\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol}\ Cl^-}{1\ \text{mmol}\ MgCl_2} = 60\ \text{mol}\ Cl^-$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{60\ \text{mol}\ Cl^-}{500\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}12\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.86. Para la preparación de 100 cc de disolución 0,1 M de ácido clorhídrico se emplea uno comercial del 36% y densidad relativa 1,18. Para ello se debe tomar de la botella citada:
a) 0,3654 g
b) 0,86 cc
c) 1,70 mL
d) 0,308 cm³
(Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Dejando a un lado la abreviatura obsoleta cc y hablando en términos de mL, la masa de HCl necesaria para la disolución es:

$$100\text{ mL HCl } 0{,}1\text{ M}\frac{0{,}1\text{ mol HCl}}{1000\text{ mL HCl } 0{,}1\text{ M}}\frac{36{,}5\text{ g HCl}}{1\text{ mol HCl}} = 0{,}365\text{ g HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial necesario para la disolución es:

$$0{,}365\text{ g HCl}\frac{100\text{ g HCl 36\%}}{36\text{ g HCl}}\frac{1\text{ mL HCl 36\%}}{1{,}18\text{ g HCl 36\%}} = \mathbf{0{,}86\text{ mL HCl 36\%}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.87. Una disolución molar es aquella que contiene 1 mol de soluto en:
a) 1000 g de disolvente
b) 1000 g de disolución
c) 1000 mL de disolvente
d) 1000 mL de disolución

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Una disolución cuya concentración es 1 molar contiene 1 mol de soluto por cada litro (10^3 mL) de disolución.

La respuesta correcta es la **d**.

3.88. Se desea preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,25 M a partir de de ácido comercial del 98% y densidad es 1,836 g/mL. Para ello hay que tomar de la botella de ácido comercial:
a) 1,36 mL
b) 2,45 mL
c) 4,50 mL
d) 2,5 g
(Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de H_2SO_4 necesaria para la disolución es:

$$100\text{ mL }H_2SO_4\text{ } 0{,}25\text{ M}\frac{0{,}25\text{ mol }H_2SO_4}{1000\text{ mL }H_2SO_4\text{ } 0{,}1\text{ M}}\frac{98\text{ g }H_2SO_4}{1\text{ mol }H_2SO_4} = 2{,}45\text{ g }H_2SO_4$$

Como se dispone de un ácido comercial:

$$2{,}45\text{ g }H_2SO_4\frac{100\text{ g }H_2SO_4\text{ 92\%}}{98\text{ g }H_2SO_4}\frac{1\text{ mL }H_2SO_4\text{ 92\%}}{1{,}836\text{ g }H_2SO_4\text{ 92\%}} = \mathbf{1{,}36\text{ mL }H_2SO_4\text{ 98\%}}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.89. Se adicionan 50 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal de concentración 0,16 M. Supuesto que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la nueva disolución es:
a) 8,71 M
b) 2,35 M
c) 3,78 M
d) 1,90 M

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

El número de moles de NaCl contenidos en la disolución original es:

$$100\ \text{mL NaCl 0,16 M}\ \frac{0{,}16\ \text{mol NaCl}}{10^3\ \text{mL NaCl 0,16 M}} = 0{,}016\ \text{mol NaCl}$$

El número de moles de NaCl que se añade es:

$$50\ \text{g NaCl}\ \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} = 0{,}855\ \text{mol NaCl}$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(0{,}016+0{,}855)\ \text{mol NaCl}}{100\ \text{mL disolución}}\ \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{8{,}71\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.90. Una disolución acuosa de ácido nítrico tiene una riqueza del 30% en masa y su densidad es 1,18 g/cm³ a 20°C. La molaridad de la disolución es:
a) 5,6 M
b) 0,62 M
c) 0,50 M
d) 5,0 M
(Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO_3 del 30%, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{30\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 30\%}\ \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63\ \text{g}\ HNO_3}\ \frac{1{,}18\ \text{g}\ HNO_3\ 30\%}{1\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 30\%}\ \frac{1000\ \text{mL}\ HNO_3\ 30\%}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 30\%} = \mathbf{5{,}6\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.91. ¿Qué volumen de disolución concentrada de NaOH 2,5 M es necesaria para preparar 0,5 L de disolución 0,1 M?
a) 12,5 L
b) 10 mL
c) 500 mL
d) 0,02 L

(O.Q.L. Madrid 2008)

El volumen de disolución 2,5 M necesario es:

$$0{,}5\ \text{L NaOH 0,1 M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{L NaOH 0,1 M}}\ \frac{1\ \text{L NaOH 2,5 M}}{2{,}5\ \text{mol NaOH}} = \mathbf{0{,}02\ L\ NaOH\ 2{,}5\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.92. Un ácido sulfúrico contiene un 92% en masa de ácido y su densidad es 1813 kg/m^3. Calcula el volumen de ácido concentrado necesario para preparar 100 mL de disolución 0,1 M.
a) 1,34 mL
b) 0,59 mL
c) 3,32 mL
d) 2,09 mL
(Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La masa de H_2SO_4 necesaria para la disolución es:

$$100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1000\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}1\ \text{M}}\ \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}98\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial cuya densidad es:

$$\frac{1813\ \text{kg}}{1\ \text{m}^3}\ \frac{10^3\ \text{g}}{1\ \text{kg}}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^6\ \text{mL}} = 1{,}813\ \text{g/mL}$$

$$0{,}98\ \text{g}\ H_2SO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 92\%}{92\ \text{g}\ H_2SO_4}\ \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 92\%}{1{,}813\ \text{g}\ H_2SO_4 92\%} = \mathbf{0{,}59\ mL\ H_2SO_4\ 92\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.93. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g/mL y 30% en masa. Calcula la normalidad de la disolución obtenida al diluir 10 mL de la disolución comercial a 2 L.
a) 0,05 N
b) 0,03 N
c) 0,01 N
d) 1,23 N
(Masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{10\ \text{mL NaOH}\ 30\%}{2\ \text{L disolución}}\ \frac{1{,}33\ \text{g NaOH}\ 30\%}{1\ \text{mL NaOH}\ 30\%}\ \frac{30\ \text{g NaOH}}{100\ \text{g NaOH}\ 30\%}\ \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40\ \text{g NaOH}} = 0{,}05\ \text{M}$$

La relación entre molaridad y normalidad viene dada por la expresión:

Normalidad = Molaridad·valencia

La valencia en un hidróxido viene dada por el número iones OH^- que es capaz de ceder. En el caso del hidróxido de sodio, NaOH:

$$\text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{Na}^+\ \text{(aq)} + \text{OH}^-\ \text{(aq)}$$

La valencia es 1, por tanto la normalidad es:

N = 0,05·1 = 0,05 N

La respuesta correcta es la **a**.

3.94. Calcula los gramos de soluto necesarios para preparar 500 mL de una disolución de nitrato de sodio 0,10 M.
a) 4,25 g
b) 5,78 g
c) 6,80 g
d) 7,50 g
(Masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16; N = 14)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La molaridad de la disolución es:

$$500\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}10\text{ M}\ \frac{0{,}1\text{ mol NaNO}_3}{1000\text{ mL NaNO}_3\ 0{,}1\text{ M}}\ \frac{85\text{ g NaNO}_3}{1\text{ mol NaNO}_3} = \mathbf{4{,}25\ g\ NaNO_3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.95. Se tiene una disolución comercial de hidróxido de sodio de densidad 1,33 g/mL y 30% en masa. Calcula la fracción molar de la disolución comercial.
a) 0,58
b) 1,76
c) 0,89
d) 0,16
(Masas atómicas: H = 1; Na = 23; O = 16)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución comercial, la fracción molar de NaOH es:

$$x = \frac{30\text{ g NaOH}\ \dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40\text{ g NaOH}}}{30\text{ g NaOH}\ \dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40\text{ g NaOH}} + 70\text{ g H}_2\text{O}\ \dfrac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{ g H}_2\text{O}}} = \mathbf{0{,}16}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.96. Se mezclan 100 mL de una disolución 0,1 M de $CaCl_2$ con 200 mL de otra disolución 0,2 M de NaCl. ¿Cuál es la molaridad de los iones Cl^- en la disolución resultante?
a) 0,3 M
b) 0,06 M
c) 0,2 M
d) 0,16 M
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CaCl_2$ es:

$$CaCl_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$100\text{ mL CaCl}_2\ 0{,}1\text{ M}\ \frac{0{,}1\text{ mmol CaCl}_2}{1\text{ mL CaCl}_2\ 0{,}1\text{ M}}\ \frac{2\text{ mmol Cl}^-}{1\text{ mmol CaCl}_2} = 20\text{ mmol Cl}^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:

$$NaCl\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

El número de mmoles de Cl^- contenidos en la disolución es:

$$200\text{ mL NaCl }0{,}200\text{ M}\frac{0{,}2\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mL NaCl }0{,}200\text{ M}}\frac{1\text{ mmol Cl}^-}{1\text{ mmol NaCl}}=40\text{ mmol Cl}^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(20+40)\text{ mmol Cl}^-}{(100+200)\text{ mL disolución}}=\mathbf{0{,}2\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.97. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tiene una concentración 1,0 M?
a) 1 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.
b) 500 mL de disolución contiendo 58,5 g de NaCl.
c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.
d) 4 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23)
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Aplicando el concepto de molaridad a las diferentes disoluciones:

a) 1 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.

$$\frac{100\text{ g NaCl}}{1\text{ L disolución}}\frac{1\text{ mol NaCl}}{58{,}5\text{ g NaCl}}=1{,}7\text{ M}$$

b) 500 mL de disolución conteniendo 58,5 g de NaCl.

$$\frac{58{,}5\text{ g NaCl}}{500\text{ mL disolución}}\frac{1\text{ mol NaCl}}{58{,}5\text{ g NaCl}}\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=2{,}0\text{ M}$$

c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.

$$\frac{5{,}85\text{ mg NaCl}}{1\text{ mL disolución}}\frac{1\text{ mmol NaCl}}{58{,}5\text{ mg NaCl}}=0{,}1\text{ M}$$

d) 4 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.

$$\frac{234\text{ g NaCl}}{4\text{ L disolución}}\frac{1\text{ mol NaCl}}{58{,}5\text{ g NaCl}}=\mathbf{1{,}0\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.98. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar 25,0 mL de K_2SO_4 0,500 M con 30,0 mL de K_3PO_4 0,150 M?
a) 0,50 M
b) $3{,}85\cdot10^{-2}$ M
c) $1{,}70\cdot10^{-2}$ M
d) 0,700 M
e) 0,325 M
(O.Q.N. Ávila 2009)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:

$$K_2SO_4\text{ (aq)}\longrightarrow 2\text{ K}^+\text{ (aq)}+SO_4^{2-}\text{ (aq)}$$

El número de mmoles de K^+ contenidos en la disolución es:

$$25\ \text{mL}\ K_2SO_4\ 0{,}500\ \text{M}\ \frac{0{,}5\ \text{mmol}\ K_2SO_4}{1\ \text{mL}\ K_2SO_4\ 0{,}500\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_2SO_4} = 25\ \text{mmol}\ K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_3PO_4 es:

$$K_3PO_4\ (aq) \longrightarrow 3\ K^+\ (aq) + PO_4^{3-}\ (aq)$$

El número de mmoles de K^+ contenidos en la disolución es:

$$30\ \text{mL}\ K_3PO_4\ 0{,}150\ \text{M}\ \frac{0{,}150\ \text{mmol}\ K_3PO_4}{1\ \text{mL}\ K_3PO_4\ 0{,}150\ \text{M}}\ \frac{3\ \text{mmol}\ K^+}{1\ \text{mmol}\ K_3PO_4} = 13{,}5\ \text{mmol}\ K^+$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(25+13{,}5)\ \text{mmol}\ K^+}{(25+30)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}700\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.99. ¿Cuál es el número de moles de ácido sulfúrico necesarios para preparar 5 L de una disolución 2 M de este ácido?
a) 2,5
b) 5
c) 10
d) 20

(O.Q.L. Murcia 2009)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$5\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2\ \text{M}\ \frac{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2\ \text{M}} = \mathbf{10\ mol\ H_2SO_4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.100. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza del 12% en masa y su densidad es 1,06 g/cm³ a 20°C. La molaridad de esta disolución es:
a) 0,46 M
b) 4,62 M
c) 0,0035 M
d) 3,48 M
(Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Madrid 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 12%, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{12\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl}\ 12\%}\ \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\ \frac{1{,}06\ \text{g HCl}\ 12\%}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 12\%}\ \frac{1000\ \text{cm}^3\ \text{HCl}\ 12\%}{1\ \text{L HCl}\ 12\%} = \mathbf{3{,}48\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.101. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0,25 M, si se quiere preparar 200 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,05 M?
a) 4 mL
b) 40 mL
c) 0,4 L
d) 0,004 L

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Asturias 2011)

El volumen de disolución 0,25 M necesario es:

$$200\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}05\ \text{M}\ \frac{0{,}05\ \text{mol}\ H_2SO_4}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}05\ \text{M}}\ \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}25\ \text{M}}{0{,}25\ \text{mol}\ H_2SO_4} = \mathbf{40\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}25\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.102. ¿Cuál es la concentración molar de un ácido nítrico del 60% y densidad 1,7 g/cm^3?
a) 8,1 M
b) 34,2 M
c) 16,2 M
d) No se puede calcular.
(Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16)
(O.Q.L. Baleares 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO_3 del 60%, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{60\ \text{g}\ HNO_3}{100\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%}\ \frac{1\ \text{mol}\ HNO_3}{63\ \text{g}\ HNO_3}\ \frac{1{,}7\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%}{1\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 60\%}\ \frac{1000\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 60\%}{1\ \text{L}\ HNO_3\ 60\%} = \mathbf{16{,}2\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.103. Se disuelven 10 mL de etanol (ρ = 0,8 g·mL^{-1}) en agua hasta un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?
a) 0,1 M
b) 2,17 M
c) 1,74 M
d) 10^{-2} M
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)
(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{10\ \text{mL}\ C_2H_5OH}{100\ \text{mL disolución}}\ \frac{0{,}8\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mL}\ C_2H_5OH}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH}\ \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{1{,}74\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.104. Uno de los conceptos que se proponen es falso:
a) Las disoluciones verdaderas forman sistemas homogéneos.
b) La agitación intensa de un sistema agua con aceite permite obtener una disolución.
c) La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido.
d) Una disolución se considera saturada cuando no admite más soluto.
(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El agua y el aceite son inmiscibles y forman un sistema líquido con dos fases.

La respuesta correcta es la **b**.

3.105. ¿Cuánto H_2SO_4 3,0 M se necesita para preparar 450 mL de H_2SO_4 0,10 M?
a) 30 mL
b) 45 mL
c) 15 mL
d) 80 mL
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$450\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}\ \frac{0{,}10\ \text{mol}\ H_2SO_4}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}10\ \text{M}}\ \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 3{,}0\ \text{M}}{3{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4} = \mathbf{15\ mL\ H_2SO_4\ 3{,}0\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.106. ¿Cuál de las siguientes moléculas produce mayor descenso de la temperatura de fusión del agua?
a) $CaCl_2$
b) $NaCl$
c) CH_3OH
d) $CH_2OH–CH_2OH$
e) $CH_2OH–CHOH–CH_2OH$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

El punto de fusión de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Suponiendo que la cantidad de cada una de las sustancias que se disuelve en una determinada cantidad de agua haga que todas las disoluciones acuosas tengan la misma concentración molal, tendrá mayor descenso de la temperatura de fusión la disolución con el soluto que proporcione el mayor valor de n.

Las ecuaciones correspondientes a las disociaciones iónicas proporcionan en valor de n.

a) Verdadero. $CaCl_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$ ($\alpha \approx 1$) n = 3

b) Falso. $NaCl\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$ ($\alpha \approx 1$) n = 2

c) Falso. CH_3OH no se disocia en iones ($\alpha = 0$) n = 1

d) Falso. $CH_2OH–CH_2OH$ no se disocia en iones ($\alpha = 0$) n = 1

e) Falso. $CH_2OH–CHOH–CH_2OH$ no se disocia en iones ($\alpha = 0$) n = 1

La sustancia que presenta mayor valor de n con una disociación prácticamente total es $\mathbf{CaCl_2}$, por tanto, su disolución es la que presenta mayor descenso de la temperatura de fusión.

La respuesta correcta es la **a**.

3.107. Un vino de 11° tiene 11% en volumen de etanol, CH_3CH_2OH (M = 46 g/mol). ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino?
a) 0,086 M
b) 1,89 M
c) 0,95 M
d) 2,39 M
e) 5,06 M
(Densidad del etanol = 0,7893 g/mL)

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Tomando como base de cálculo 100 mL vino, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{11\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}{100\ \text{mL vino}}\ \frac{0{,}7893\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}\ \frac{10^3\ \text{mL vino}}{1\ \text{L vino}} = \mathbf{1{,}89\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.108. Se disuelven 8 g de hidróxido de sodio en agua hasta preparar 100 mL de disolución. La concentración será:
a) 8% en volumen
b) 8 g/L
c) 2 molar
d) 1,5 molal
(Masas: Na = 23; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Con los datos proporcionados la única forma de expresión de la concentración que se puede calcular es la molaridad:

$$\frac{8\text{ g NaOH}}{100\text{ mL disolución}}\frac{1\text{ mol NaOH}}{40\text{ g NaOH}}\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = \mathbf{2\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.109. ¿Qué volumen de agua (en litros) habrá que añadir a 500 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido de sodio para obtener una disolución 0,1 M?
a) 0,5
b) 1
c) 2
d) 4

(O.Q.L. Baleares 2010)

El número de mmoles de NaOH contenidos en la disolución original es:

$$500\text{ mL NaOH 0,5 M}\frac{0,5\text{ mmol NaOH}}{1\text{ mL NaOH 0,5 M}} = 250\text{ mmol NaOH}$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{250\text{ mmol NaOH}}{(500+V)\text{ mL disolución}} = 0,1\text{ M} \longrightarrow V = 2000\text{ mL} \longrightarrow \mathbf{2\ L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.110. Se dispone de un ácido nítrico del 60% y densidad 1,38 g/cm³ y se desea preparar 0,8 L de concentración 0,5 M. ¿Qué cantidad de nítrico se necesita?
a) 10,9 cm^3
b) 30,4 cm^3
c) 58,0 cm^3
d) 111 cm^3
(Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2010)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$0,8\text{ L }HNO_3\ 0,5\text{ M}\frac{0,5\text{ mol }HNO_3}{1\text{ L }HNO_3\ 0,5\text{ M}}\frac{63\text{ g }HNO_3}{1\text{ mol }HNO_3} = 25,2\text{ g }HNO_3$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 60% y densidad 1,38 g/cm^3, el volumen de necesario es:

$$25{,}2\text{ g HNO}_3\,\frac{100\text{ g HNO}_3\ 60\%}{60\text{ g HNO}_3}\,\frac{1\text{ cm}^3\text{ HNO}_3\ 60\%}{1{,}38\text{ g HNO}_3\ 60\%} = \mathbf{30{,}4\ cm^3\ HNO_3\ 60\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.111. En una disolución al 5% en masa, significa que:
a) Hay 5 g de soluto.
b) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolvente.
c) Hay 10 g de soluto en 200 mL de disolución.
d) Hay 5 g de soluto en 100 g de disolución.

(O.Q.L. Madrid 2010)

La respuesta correcta es la **d**.

3.112. Calcular la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,5 M con 75 mL de otra 0,05 M. Se suponen volúmenes aditivos.
a) 0,275 M
b) 0,550 M
c) 0,250 M
d) 0,350 M

(O.Q.L. Madrid 2010)

El número de mmoles de HCl contenidos en cada disolución es:

$$75\text{ mL HCl 0,5 M}\,\frac{0{,}5\text{ mol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,5 M}} = 37{,}5\text{ mmol HCl}$$

$$75\text{ mL HCl 0,05 M}\,\frac{0{,}05\text{ mmol HCl}}{1\text{ mL HCl 0,05 M}} = 25\text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(37{,}5+3{,}75)\text{ mmol HCl}}{(75+75)\text{ mL disolución}} = \mathbf{0{,}275\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Similar a la cuestión propuesta en Murcia 1997).

3.113. ¿Qué volumen de ácido nítrico al 60% de riqueza y densidad 1,48 g/mL, se necesita para preparar 250 mL disolución diluida 1 M de dicho ácido?
a) 16,4 mL
b) 10,6 mL
c) 17,8 mL
d) 21,7 mL
(Masas atómicas: N = 32; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2010)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$250\text{ L HNO}_3\text{ 1 M}\,\frac{1\text{ mol HNO}_3}{10^3\text{ mL HNO}_3\text{ 1 M}}\,\frac{63\text{ g HNO}_3}{1\text{ mol HNO}_3} = 15{,}8\text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 93% y densidad 1,48 g/cm^3, el volumen de necesario es:

$$15{,}8\text{ g HNO}_3\,\frac{100\text{ g HNO}_3\ 60\%}{60\text{ g HNO}_3}\,\frac{1\text{ mL HNO}_3\ 60\%}{1{,}48\text{ g HNO}_3\ 60\%} = \mathbf{17{,}7\ mL\ HNO_3\ 60\%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2010).

3.114. Se disuelven 5 g de nitrato de calcio en agua hasta completar 250 cm^3 de disolución. Suponiendo que la sal está totalmente ionizada, la concentración de iones nitrato será:
a) 0,03 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) 0,24 M

(Masas atómicas: N = 32; Ca = 40; O = 16)

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq)$$

La concentración de NO_3^- en la disolución es:

$$\frac{5\ g\ Ca(NO_3)_2}{250\ cm^3\ disolución}\ \frac{1\ mol\ Ca(NO_3)_2}{164\ g\ Ca(NO_3)_2}\ \frac{10^3\ cm^3\ disolución}{1\ L\ disolución}\ \frac{2\ mol\ NO_3^-}{1\ mol\ Ca(NO_3)_2} = \mathbf{0,24\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.115. Se mezclan 50,0 mL de disolución de HCl 0,150 M con 25,0 mL de HCl 0,400 M: ¿Cuál será la concentración de HCl de la disolución final?
a) 0,0175 M
b) 0,233 M
c) 0,275 M
d) 0,550 M

(O.Q.L. LaRioja 2010)

El número de mmoles de HCl contenidos en cada disolución es:

$$50,0\ mL\ HCl\ 0,150\ M\ \frac{0,150\ mol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0,150\ M} = 7,5\ mmol\ HCl$$

$$25,0\ mL\ HCl\ 0,400\ M\ \frac{0,1\ mmol\ HCl}{1\ mL\ HCl\ 0,400\ M} = 10\ mmol\ HCl$$

Suponiendo volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{(7,5+10)\ mmol\ HCl}{(50,0+25,0)\ mL\ disolución} = \mathbf{0,233\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

3.116. ¿Cuántos moles de iones hay en 250 mL de disolución de sulfato de sodio 4,4 M?
a) 1,1
b) 2,2
c) 3,3
d) 13

(O.Q.L. LaRioja 2010)

- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:

$$Na_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ Na^+\ (aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}25\ \text{L}\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ \text{M}\ \frac{4{,}4\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{1\ \text{L}\ Na_2SO_4\ 4{,}4\ \text{M}}\ \frac{3\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = \mathbf{3{,}3\ moles\ de\ iones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

3.117. La fórmula empírica de un compuesto es C_3H_2Br. Cuando 0,115 g d este compuesto se disuelven en 4,36 g de naftaleno, la disolución congela a 79,51°C. Si el naftaleno puro congela a 80,29°C y tiene una constante crioscópica de k = 6,94°C·kg mol^{-1}, la fórmula molecular será:
a) C_3H_2Br
b) C_3H_7Br
c) $C_6H_4Br_2$
d) $C_3H_5Br_3$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; Br = 79)

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La temperatura de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m$$

Sustituyendo:

$$(80{,}29 - 79{,}51)°\text{C} = 6{,}94\frac{°\text{C·kg}}{\text{mol}}\ \frac{0{,}115\ \text{g}\ (C_3H_2Br)_n}{4{,}36\ \text{g naftaleno}}\ \frac{1\ \text{mol}\ (C_3H_2Br)_n}{\text{M g}\ (C_3H_2Br)_n}\ \frac{10^3\ \text{g naftaleno}}{1\ \text{kg naftaleno}}$$

Se obtiene M = 234,7 $g·mol^{-1}$

El valor de n es:

$$234{,}7\ \text{g} = \text{n}\ [(2·12\ \text{g C}) + (2·1\ \text{g H}) + (79\ \text{g Br})] \longrightarrow \text{n} = 2$$

El compuesto es el $\mathbf{C_6H_4Br_2}$ o lo que es lo mismo $(\mathbf{C_3H_2Br})_\mathbf{2}$, que es el único en el que n es igual a un número entero diferente de 1.

La respuesta correcta es la **c**.

3.118. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido nítrico 0,5 M, si se quiere preparar 250 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,15 M?
a) 37,5 mL
b) 75 mL
c) 0,033 L
d) 0,004 L

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El volumen de disolución 0,5 M necesario es:

$$250\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}15\ \text{M}\ \frac{0{,}15\ \text{mol}\ HNO_3}{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}15\ \text{M}}\ \frac{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 0{,}5\ \text{M}}{0{,}5\ \text{mol}\ HNO_3} = \mathbf{75\ mL\ HNO_3\ 0{,}5\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.119. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 20% en masa y su densidad es 1,11 g/cm^3 a 25°C. La molaridad de la disolución es:
a) 4,526 M
b) 2,26 M
c) 9,04 M
d) 3,39 M
(Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16)
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 20%, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{20\text{ g } H_2SO_4}{100\text{ g } H_2SO_4\ 20\%}\ \frac{1\text{ mol } H_2SO_4}{98\text{ g } H_2SO_4}\ \frac{1{,}11\text{ g } H_2SO_4\ 20\%}{1\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 20\%}\ \frac{1000\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 20\%}{1\text{ L } H_2SO_{44}\ 20\%} = \mathbf{2{,}26\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.120. En un litro de disolución 0,1 M de nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$, hay:
a) 0,1 moles de iones NO_3^- y 0,1 moles de iones Ca^{2+}.
b) 0,1 moles de iones NO_3^- y 0,2 moles de iones Ca^{2+}.
c) 0,5 moles de iones NO_3^- y 0,5 moles de iones Ca^{2+}.
d) 0,2 moles de iones NO_3^- y 0,1 moles de iones Ca^{2+}.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $Ca(NO_3)_2$ es:

$$Ca(NO_3)_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ NO_3^-\ (aq)$$

La disolución contiene doble número de moles de NO_3^- que de Ca^{2+}.

La respuesta correcta es la **d**.

3.121. Completa la frase: la leche de vaca es:
a) Un compuesto
b) Una mezcla homogénea
c) Una disolución
d) Una dispersión coloidal
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La leche es una dispersión coloidal formada por tres fases:

- una acuosa con sales minerales e hidratos de carbono en disolución
- una suspensión de proteínas en el agua
- una emulsión gotas de grasa en el agua.

La respuesta correcta es la **d**.

3.122. Se dispone de un ácido sulfúrico concentrado de densidad es 1,824 g/cm^3 y un 92% en peso de H_2SO_4. El volumen necesario de este ácido que hay que tomar para preparar 500 cm^3 de un ácido 0,5 normal es:
a) 8,31 cm^3 de ácido concentrado
b) 7,31 cm^3 de ácido concentrado
c) 6,31 cm^3 de ácido concentrado
d) 5,31 cm^3 de ácido concentrado
(Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N) de una disolución viene dada por la expresión:

N = M·valencia

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow SO_4^{2-}\ (aq) + 2\ H_3O^+\ (aq)$$

La valencia es 2, por tanto la molaridad es:

M = 0,5/2 = 0,25

La masa de H_2SO_4 necesaria para la disolución es:

$$500\ cm^3\ H_2SO_4\ 0{,}25\ M\ \frac{0{,}25\ mol\ H_2SO_4}{10^3\ cm^3\ H_2SO_4\ 0{,}25\ M}\ \frac{98\ g\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} = 12{,}25\ g\ H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 92%:

$$12{,}25\ g\ H_2SO_4\ \frac{100\ g\ H_2SO_4\ 92\%}{92\ g\ H_2SO_4}\ \frac{1\ mL\ H_2SO_4\ 92\%}{1{,}824\ g\ H_2SO_4\ 92\%} = \mathbf{7{,}3\ mL\ H_2SO_4\ 92\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.123. ¿Cuáles de los siguientes datos se necesitan para calcular la molaridad de una disolución salina?

I. La masa de sal disuelta *II. La masa molar de la sal disuelta*
III. El volumen de agua añadido *IV. El volumen de la disolución*

a) I, III
b) I, II, III
c) II, III
d) I, II, IV
e) Se necesitan todos los datos.

(O.Q.N. Valencia 2011)

La molaridad de una disolución se define como:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen disolución}} = \frac{\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}}}{\text{volumen disolución}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.124. Una disolución de peróxido de hidrógeno comercial tiene una riqueza del 30,0% en masa de H_2O_2 y una densidad de 1,11 g·cm^{-3}. La molaridad de la disolución es:

a) 7,94 M
b) 8,82 M
c) 9,79 M
d) 0,980 M
e) 11,25 M

(Masas molares (g·mol^{-1}): H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Valencia 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, la molaridad es:

$$\frac{30\ \text{g}\ H_2O_2}{100\ \text{g}\ H_2O_2\ 30\%}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O_2}{34\ \text{g}\ H_2O_2}\ \frac{1{,}11\ \text{g}\ H_2O_2\ 30\%}{1\ \text{mL}\ H_2O_2\ 30\%}\ \frac{1000\ \text{mL}\ H_2O_2\ 30\%}{1\ \text{L}\ H_2O_2\ 30\%} = \mathbf{9{,}79\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.125. La molalidad de una disolución de etanol en agua que se prepara mezclando 50,0 mL (ρ_{etanol} = 0,789 g·cm^{-3}) de etanol con 100,0 mL de H_2O a 20°C es:
a) 0,086 m
b) 0,094 m
c) 1,24 m
d) 8,56 m
e) 9,81 m
(Masas molares (g·mol^{-1}): H = 1; C = 12; O = 16)
(O.Q.N. Valencia 2011)

Considerando que la densidad del agua es 1 g·cm^{-3}, la molalidad de la disolución es:

$$\frac{50\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}{100\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{0{,}789\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{cm}^3\ C_2H_5OH}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{46\ \text{g}\ C_2H_5OH}\ \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = \mathbf{8{,}58\ m}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.126. Cuando se añade un soluto no volátil a un disolvente volátil, la presión de vapor _________, la temperatura de ebullición _________, la temperatura de congelación _________, y la presión osmótica a través de una membrana semipermeable _________.
a) Disminuye, aumenta, disminuye, disminuye
b) Aumenta, aumenta, disminuye, aumenta
c) Aumenta, disminuye, aumenta, disminuye
d) Disminuye, disminuye, aumenta, disminuye
e) Disminuye, aumenta, disminuye, aumenta
(O.Q.N. Valencia 2011)

▪ La presión parcial que ejerce el vapor procedente de un líquido en una mezcla, se calcula mediante la expresión:

$$p = p°\,(1 - x_s) \longrightarrow \begin{cases} p = \text{presión de vapor de la disolución} \\ p° = \text{presión de vapor del disolvente} \\ x_s = \text{fracción molar del soluto} \end{cases}$$

La presión de vapor es directamente proporcional a la fracción molar (que siempre es menor que la unidad), por tanto, al añadir soluto la **presión de vapor disminuye**.

▪ Las temperaturas de ebullición o de congelación de una disolución que contiene un soluto no volátil que no se disocia en iones se calculan mediante las expresiones:

$$\Delta T_{cri} = k_{cri}\ m \longrightarrow \begin{cases} \Delta T_{cri} = \text{descenso del punto de congelación} \\ k_{cri} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

$$\Delta T_{eb} = k_{eb}\ m \longrightarrow \begin{cases} \Delta T_{eb} = \text{aumento del punto de ebullición} \\ k_{eb} = \text{constante ebulloscópica} \\ m = \text{concentración molal} \end{cases}$$

La variación de temperatura es directamente proporcional a la concentración molal de la disolución, por tanto, al añadir soluto la **temperatura de ebullición aumenta** y la **temperatura de congelación disminuye**.

▪ En disoluciones diluidas, la presión osmótica, π, se calcula mediante la expresión:

$$\pi = MRT \longrightarrow \begin{cases} T = \text{temperatura} \\ R = \text{constante de los gases} \\ M = \text{concentración molar} \end{cases}$$

La presión osmótica es directamente proporcional a la concentración molar M de la disolución, por tanto, al añadir soluto la **presión osmótica aumenta**.

La respuesta correcta es la **e**.

3.127. La cantidad de $BeCl_2$·4 H_2O y de agua que se necesita para preparar 200 g de una disolución de $BeCl_2$ al 14% es:
a) 28 g $BeCl_2$ y 172 g H_2O
b) 28 g $BeCl_2$·4 H_2O y 146,8 g H_2O
c) 53,2 g $BeCl_2$·4 H_2O y 146,8 g H_2O
d) 53,2 g $BeCl_2$·4 H_2O y 200 g H_2O
(Masas atómicas: H = 1,01; Be = 9,01; O = 16,00; Cl = 35,45)
(O.Q.L. Asturias 2011)

La masa de soluto anhidro contenida en la disolución es:

$$200 \text{ g } BeCl_2 \text{ 14\%} \frac{14 \text{ g } BeCl_2}{100 \text{ g } BeCl_2 \text{ 14\%}} = 28 \text{ g } BeCl_2$$

Relacionando $BeCl_2$ con $BeCl_2$ 4 H_2O:

$$28 \text{ g } BeCl_2 \frac{1 \text{ mol } BeCl_2}{79{,}91 \text{ g } BeCl_2} \frac{1 \text{ mol } BeCl_2\cdot 4\, H_2O}{1 \text{ mol } BeCl_2} \frac{151{,}99 \text{ g } BeCl_2\cdot 4\, H_2O}{1 \text{ mol } BeCl_2\cdot 4\, H_2O} = \mathbf{53{,}2\ g\ BeCl_2\cdot 4\ H_2O}$$

La masa de agua a añadir es:

$$200 \text{ g } BeCl_2 \text{ 14\%} - 53{,}2 \text{ g } BeCl_2\cdot 4\, H_2O = \mathbf{146{,}8\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.128. La cantidad de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 100 mL de una disolución 0,1 molar es:
a) 2,3 g
b) 0,23 g
c) 4 g
d) 0,4 g
(Masa atómicas: H =1; O = 16; Na = 23)
(O.Q.L. Murcia 2011)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$100 \text{ mL NaOH 2 M} \frac{0{,}1 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH 0,1 M}} \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = \mathbf{0{,}4\ g\ NaOH}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.129. Se disuelven 5 mL de metanol (ρ = 0,79 g·mL^{-1}) en agua hasta lograr un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?
a) 1,23 M
b) 0,123 M
c) 0,049 M
d) 1,97 M
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5 \text{ mL } CH_3OH}{100 \text{ mL disolución}} \frac{0{,}79 \text{ g } CH_3OH}{1 \text{ mL } CH_3OH} \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32 \text{ g } CH_3OH} \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \mathbf{1{,}23\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Similar al propuesto en Castilla y León 2009).

3.130. ¿Cuántos gramos de hidrógenocarbonato de potasio del 95% de pureza en masa hay que disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución 0,05 M?
a) 2,63
b) 2,38
c) 10,20
d) 3,14
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; K = 39,1)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Suponiendo que en el proceso de la disolución del sólido no se produce variación de volumen y aplicando el concepto de molaridad:

$$500 \text{ mL disolución} \frac{0{,}05 \text{ mol } KHCO_3}{10^3 \text{ mL disolución}} \frac{100{,}1 \text{ g } KHCO_3}{1 \text{ mol } KHCO_3} = 2{,}50 \text{ g } KHCO_3$$

Como se dispone de un soluto con una riqueza del 95%:

$$2{,}50 \text{ g } KHCO_3 \frac{100 \text{ g } KHCO_3 \text{ } 95\%}{95 \text{ g } KHCO_3} = \mathbf{2{,}63\ g\ KHCO_3\ 95\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.131. Una disolución de ácido nítrico es 15,24 M y tiene una densidad de 1,41 g/mL, ¿cuál es su pureza?
a) 10,00%
b) 13,54%
c) 74,51%
d) 68,10%
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Tomando como base de cálculo 1 L de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{15{,}24 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ L disolución}} \frac{63 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mL disolución}}{1{,}41 \text{ g disolución}} 100 = \mathbf{68{,}10\%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.132. Al analizar una muestra que contiene Fe^{3+}, se da como resultado el siguiente dato: 4 ppm de Fe^{3+}. ¿Qué significa este dato?
a) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada cm^3 de disolución.
b) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada litro de disolución.
c) Que hay 4 mg de Fe^{3+} para cada m^3 de disolución.
d) Que hay 4 g de Fe^{3+} para cada litro de disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

El concepto de ppm (partes por millón) se define como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 kg de disolución".

Si se trata de una disolución acuosa muy diluida se puede considerar la aproximación de que 1 kg de disolución ocupa un volumen de 1 L y, por tanto, el concepto anterior queda como:

"el número de mg de soluto contenidos en 1 L de disolución".

La respuesta correcta es la **b.**

3.133. El vinagre comercial posee un 5,00% de ácido acético (M_{CH_3COOH} = 60,0). ¿Cuál es la molaridad del metanol en el vinagre?
a) 0,833 M
b) 1,00 M
c) 1,20 M
d) 3,00 M
(Densidad del vinagre = 1 g/mL)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{5\text{ g }CH_3COOH}{100\text{ g vinagre}}\frac{1\text{ mol }CH_3COOH}{60\text{ g }CH_3COOH}\frac{1\text{ g vinagre}}{1\text{ mL vinagre}}\frac{10^3\text{ mL vinagre}}{1\text{ L vinagre}} = \mathbf{0{,}833\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.134. ¿Cuál será la molaridad de los iones Na^+ en 1,00 L de una disolución acuosa que contiene 4,20 g de $NaHCO_3$ (M = 84,0) y 12,6 g de Na_2CO_3 (M = 106)?
a) 0,050 M
b) 0,100 M
c) 0,150 M
d) 0,250 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del $NaHCO_3$ es:

$$NaHCO_3\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + HCO_3^-\ (aq)$$

El número de moles de iones Na^+ en la disolución es:

$$4{,}20\text{ g }NaHCO_3\frac{1\text{ mol }NaHCO_3}{84\text{ g }NaHCO_3}\frac{1\text{ mol }Na^+}{1\text{ mol }NaHCO_3} = 0{,}05\text{ mol }Na^+$$

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del Na_2CO_3 es:

$$Na_2CO_3\ (aq) \longrightarrow 2\ Na^+\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$$

El número de moles de iones Na^+ en la disolución es:

$$10{,}60\ \text{g}\ Na_2CO_3\ \frac{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{106\ \text{g}\ Na_2CO_3}\ \frac{2\ \text{mol}\ Na^+}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} = 0{,}20\ \text{mol}\ Na^+$$

Considerando que al disolver las sales no hay variación apreciable de volumen, la concentración de Na^+ en la disolución es:

$$\frac{(0{,}05+0{,}20)\ \text{mol}\ Na^+}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{0{,}25\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.135. La concentración de un ácido nítrico comercial es del 60% en masa, y su densidad de 1,31 g/cm^3. ¿Cuál será el volumen de este ácido comercial necesario para preparar 500 cm^3 de un ácido nítrico 0,2 molar?
a) V = 6,02 cm^3
b) V = 7,02 cm^3
c) V = 8,02 cm^3
d) V = 9,02 cm^3
(Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$500\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 0{,}2\ \text{M}\ \frac{0{,}2\ \text{mol}\ HNO_3}{10^3\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 0{,}2\ \text{M}}\ \frac{63\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ HNO_3} = 6{,}3\ \text{g}\ HNO_3$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 60% y densidad 1,31 g/cm^3, el volumen de necesario es:

$$6{,}3\ \text{g}\ HNO_3\ \frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%}{60\ \text{g}\ HNO_3}\ \frac{1\ \text{cm}^3\ HNO_3\ 60\%}{1{,}31\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%} = \mathbf{8{,}02\ cm^3\ HNO_3\ 60\%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Baleares 2010).

3.136. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas contiene un mayor número de iones?
a) 400 mL de NaCl 0,10 M
b) 300 mL de $CaCl_2$ 0,2 M
c) 200 mL de $FeCl_3$ 0,1 M
d) 200 mL de KCl 0,1 M
e) 800 mL de sacarosa 0,1 M.
(O.Q.L. C. Valenciana 2011)

a) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del NaCl es:

$$NaCl\ (aq) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}4\ \text{L NaCl}\ 0{,}10\ \text{M}\ \frac{0{,}10\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{L NaCl}\ 0{,}10\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol NaCl}} = 0{,}08\ \text{mol iones}$$

b) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $CaCl_2$ es:

$$CaCl_2\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ Cl^-\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}3\ \text{L CaCl}_2\ 0{,}2\ \text{M}\ \frac{0{,}2\ \text{mol CaCl}_2}{1\ \text{L CaCl}_2\ 0{,}2\ \text{M}}\ \frac{3\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol CaCl}_2} = \mathbf{0{,}18\ mol\ iones}$$

c) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del $FeCl_3$ es:

$$FeCl_3\ (aq) \longrightarrow Fe^{3+}\ (aq) + 3\ Cl^{-}\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}2\ \text{L FeCl}_3\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol FeCl}_3}{1\ \text{L FeCl}_3\ 0{,}1\ \text{M}}\ \frac{3\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol FeCl}_3} = 0{,}06\ \text{mol iones}$$

d) Falso. La ecuación correspondiente a la disociación iónica del KCl es:

$$KCl\ (aq) \longrightarrow K^{+}\ (aq) + Cl^{-}\ (aq)$$

El número de iones contenidos en la disolución es:

$$0{,}2\ \text{L KCl}\ 0{,}10\ \text{M}\ \frac{0{,}10\ \text{mol KCl}}{1\ \text{L KCl}\ 0{,}10\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mol iones}}{1\ \text{mol NaCl}} = 0{,}04\ \text{mol iones}$$

e) Falso. La sacarosa es un compuesto molecular y no se disocia en iones.

El número de moléculas contenidas en la disolución es:

$$0{,}8\ \text{L sacarosa}\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol sacarosa}}{1\ \text{L sacarosa}\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}08\ \text{mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4. REACCIONES QUÍMICAS

4.1. Para la siguiente reacción:

$$3\ Fe\ (s) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_3O_4\ (s)$$

¿Cuántos moles de O_2 (g) son necesarios para reaccionar con 27,9 moles de Fe?
a) 9,30
b) 18,6
c) 55,8
d) 41,9
e) 27,9

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2009)

El número de moles de O_2 es:

$$27{,}9\ \text{mol Fe}\frac{2\ \text{mol } O_2}{3\ \text{mol Fe}} = \mathbf{18{,}6\ mol\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.2. Dada la reacción:

$$Cl_2\ (g) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow NaCl\ (aq) + NaClO\ (aq) + H_2O\ (l)$$

¿Cuántos gramos de hipoclorito sódico pueden producirse por reacción de 50,0 g de Cl_2 (g) con 500,0 mL de disolución NaOH 2,00 M?
a) 37,2
b) 52,5
c) 74,5
d) 26,3
e) 149

(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; O = 16)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Madrid 2011)

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 50\ \text{g } Cl_2\dfrac{1\ \text{mol } Cl_2}{71\ \text{g } Cl_2} = 0{,}7\ \text{mol } Cl_2 \\ 500\ \text{mL NaOH 2 M}\dfrac{2\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH 2 M}} = 1\ \text{mol NaOH} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{1\ \text{mol NaOH}}{0{,}7\ \text{mol } Cl_2} = 1{,}4$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Cl_2, por lo que **NaOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NaClO formado:

$$1\ \text{mol NaOH}\frac{1\ \text{mol NaClO}}{2\ \text{mol NaOH}}\frac{74{,}5\ \text{g NaClO}}{1\ \text{mol NaClO}} = \mathbf{37{,}3\ g\ NaClO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.3. La denominada "lluvia ácida" tiene su principal origen en:
a) El agujero de la capa de ozono.
b) Un aumento brusco del pH y la temperatura en el inferior de una gota fría.
c) La emisión de dióxido de azufre a la atmósfera.
d) Un descenso de la presión parcial de oxígeno en la atmósfera.

(O.Q.L. Murcia 1996)

El fenómeno de la *"lluvia ácida"* tiene su origen en el aumento de la concentración de dióxido de azufre, SO_2, y trióxido de azufre, SO_3, en la atmósfera que se ha producido durante los últimos años en los países industrializados.

El origen de este aumento está, además de las emisiones naturales de dióxido de azufre a la atmósfera por parte de los volcanes, en las que se producen de manera antropogénica como la combustión del azufre que se encuentra como contaminante natural de los combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) y que produce dióxido de azufre. También contribuye el dióxido de azufre producido en la tostación de sulfuros metálicos para obtener los correspondientes metales. Por ejemplo, en la tostación de la pirita:

$$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s) + 8\ SO_2\ (g)$$

Existen diferentes vías por las que el dióxido de azufre atmosférico puede oxidarse a trióxido de azufre:

- Radiación solar:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \xrightarrow{\text{radiación UV}} 2\ SO_3\ (g)$$

- Reacción con ozono:

$$SO_2\ (g) + O_3\ (g) \longrightarrow SO_3\ (g) + O_2\ (g)$$

Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:

$$SO_2\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_2SO_3\ (aq)$$

$$SO_3\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.4. Para la siguiente reacción:

$$P_4\ (s) + 5\ O_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l) \longrightarrow 4\ H_3PO_4\ (l)$$

Si reaccionan 40,0 g de O_2 (g) con P_4 (s) y sobran 8,00 g de O_2 (g) después de la reacción, ¿cuántos gramos de P_4 (s) se quemaron?

a) 8,00
b) 37,2
c) 48,0
d) 31,0
e) 24,8

(Masas atómicas: O = 16; P = 31)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

A partir de la masa consumida de O_2 se calcula la masa de P_4 que se quema:

$$(40{,}0 - 8{,}0)\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\frac{1\ \text{mol}\ P_4}{5\ \text{mol}\ O_2}\frac{124\ \text{g}\ P_4}{1\ \text{mol}\ P_4} = \mathbf{24{,}8\ g\ P_4}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.5. Al reaccionar 6 gramos de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno se obtienen:
a) 18 g de agua
b) 22 g de agua
c) 20 g de agua
d) 10 g de agua
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 6\ g\ H_2 \dfrac{1\ mol\ H_2}{2\ g\ H_2} = 3{,}0\ mol\ H_2 \\ \\ 16\ g\ O_2 \dfrac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 0{,}5\ mol\ O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{3{,}0\ mol\ H_2}{0{,}5\ mol\ O_2} = 6$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2O formada:

$$0{,}5\ mol\ O_2 \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ O_2} \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = \mathbf{18\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.6. Al añadir sodio metálico al agua:
a) Se desprende oxígeno.
b) El sodio flota y al disolverse lentamente se mueve en trayectorias curvas siguiendo curvas elípticas del tipo de Bernouilli.
c) El sodio se disuelve y no hay otra reacción aparente.
d) Se produce una muy vigorosa reacción que puede llegar a la explosión, con desprendimiento de hidrógeno.
e) El sodio es inestable y descompone el agua dando una disolución ácida.
(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na y H_2O es:

$$2\ Na\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ NaOH\ (aq) + H_2\ (g)$$

En este proceso se desprende gran cantidad de calor que hace que el metal se funda e incluso se produzca una explosión.

La respuesta correcta es la **d**.

4.7. Cuando se calienta una mezcla de una disolución de nitrato de amonio con otra de hidróxido de sodio se obtiene un gas que:
a) Contiene hidrógeno y oxígeno en proporción 5:4.
b) Hace que un papel de tornasol humedecido tome color azul.
c) Reacciona con facilidad con el hidrógeno.
d) Es simplemente vapor de agua.
(O.Q.L. Murcia 1997)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NH_4NO_3 y NaOH es:

NH_4NO_3 (aq) + NaOH (aq) $\longrightarrow$ $NaNO_3$ (aq) + NH_3 (g) + H_2O (l)

El NH_3 formado tiene propiedades básicas que hace que el tornasol, indicador ácido-base, tome color azul.

La respuesta correcta es la **b**.

4.8. ¿En cuál de los siguientes procesos está implicada una transformación química?
a) El secado, al aire libre y al sol, de una toalla húmeda.
b) La preparación de un café exprés haciendo pasar vapor de agua a través de café molido.
c) La desalinización del agua por ósmosis inversa.
d) La adición de limón al té, por lo que este cambia de color.
(O.Q.L. Murcia 1998)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

a) Falso. En el secado se produce un proceso físico de cambio de estado:

H_2O (l)+ calor $\longrightarrow$ H_2O (g)

b) Falso. La preparación de un café es un proceso físico de extracción.

c) Falso. La desalinización del agua es un proceso físico en el que las partículas de soluto pasan a través de los poros de una membrana.

d) **Verdadero**. La adición de limón al té implica una reacción química que se manifiesta con un cambio de color.

La respuesta correcta es la **d**.

4.9. ¿Cuál de los siguientes compuestos producirá, por combustión completa de 1 g de él, la mayor masa de dióxido de carbono?
a) Metano (CH_4)
b) Etino (C_2H_2)
c) Buteno (C_4H_8)
d) Pentano (C_5H_{12})
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

CH_4 (g) + 2 O_2 (g) $\longrightarrow$ CO_2 (g) + 2 H_2O (l)

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1\ \text{g}\ CH_4 \frac{1\ \text{mol}\ CH_4}{16\ \text{g}\ CH_4} \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 2{,}8\ \text{g}\ CO_2$$

b) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etino es:

$$C_2H_2\ (g) + \frac{5}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1\ \text{g}\ C_2H_2 \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{26\ \text{g}\ C_2H_2} \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_2} \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = \mathbf{3{,}4\ g\ CO_2}$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del buteno es:

$$C_4H_8\ (g) + 6\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1\ g\ C_4H_8 \frac{1\ mol\ C_4H_8}{56\ g\ C_4H_8} \frac{4\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_4H_8} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 3{,}1\ g\ CO_2$$

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del pentano es:

$$C_5H_{12}\ (g) + 8\ O_2\ (g) \longrightarrow 5\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 obtenido es:

$$1\ g\ C_5H_{12} \frac{1\ mol\ C_5H_{12}}{72\ g\ C_5H_{12}} \frac{5\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_5H_{12}} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 3{,}1\ g\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.10. La mayor aportación de Lavoisier a la Química se produjo cuando:
a) Describió, por primera vez, el efecto fotoeléctrico.
b) Estableció la ley de la conservación de la masa.
c) Sintetizó el PVC.
d) Descubrió el neutrón.
(O.Q.L. Murcia 1998)

a) Falso. El efecto fotoeléctrico fue descubierto por *Heinrich Hertz* en 1887 y explicado por *Albert Einstein* en 1905.

b) **Verdadero**. *Antoine Laurent Lavoisier* en 1879 publica Traité Élémentaire de Chimie donde explica la ley de conservación de la masa.

c) Falso. El cloruro de polivinilo (PVC) fue descubierto accidentalmente por *Henry Victor Regnault* (1835) y por *Eugen Bauman* (1872). En ambas ocasiones, el policloruro de vinilo apareció como un sólido blanco en el interior de frascos que habían sido dejados expuestos a la luz del sol. En 1926, *Waldo Semon*, investigador de B.F. Goodrich, desarrolló un método para plastificar el PVC.

d) Falso. El neutrón fue descubierto en 1932 por *James Chadwick* al identificarlo en la penetrante radiación que se producía al bombardear núcleos de berilio con partículas alfa:

$${}^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. Si la reacción entre las sustancias A y B transcurre de acuerdo a la ecuación

$$A\ (g) + 2\ B\ (g) \longrightarrow x\ C$$

puede afirmarse que:
a) Puesto que A y B son gaseosos, C debe ser también un gas.
b) La relación entre las masas de A y B que reaccionan es ½.
c) Como 1 mol de A reacciona con 2 moles de B, x debe valer 3.
d) Nada de lo anterior es cierto.
(O.Q.L. Murcia 1998)

a) Falso. El estado de agregación de los productos no tiene nada que ver con el estado de agregación de los reactivos. Por ejemplo, la síntesis de agua:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

Sin embargo, en la formación de SO_3 todas las sustancias son gaseosas:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

b) Falso. ½ es la relación molar entre A y B. La relación entre las masas depende de cuál sea el valor de las masas molares de A y B.

c) Falso. El número de moles de una reacción química no tiene porque mantenerse constante. Es la masa la que se mantiene constante en una reacción química.

d) **Verdadero**. De acuerdo con lo expuesto en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **d**.

4.12. Un anillo de plata que pesa 7,275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl (s) es 9,000 g, ¿cuál es el porcentaje de plata en el anillo?
a) 6,28%
b) 75,26%
c) 93,08%
d) 67,74%
e) 80,83%

(Masas atómicas: Ag = 107,9; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2009)

La ecuación química no ajustada correspondiente a la disolución de la plata es:

$$Ag\ (s) + HNO_3\ (aq) \longrightarrow Ag^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$$

La ecuación química correspondiente a la formación de AgCl es:

$$Ag^+\ (aq) + Cl^-\ (aq) \longrightarrow AgCl\ (s)$$

El porcentaje de plata en el anillo es:

$$\frac{9{,}000\ \text{g AgCl}}{7{,}275\ \text{g anillo}}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}}\ \frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgCl}}\ \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}}\ 100 = \mathbf{93{,}08\%\ Ag}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.13. La estequiometría es:
a) La extensión en que se produce una reacción.
b) La relación ponderal entre reactivos y productos en una reacción química.
c) La emisión de partículas α en un proceso radioactivo.
d) El producto de las concentraciones de los reactivos.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La estequiometría se define como la relación numérica entre las masas de los elementos que forman una sustancia y las proporciones en que se combinan los elementos o compuestos en una reacción química. Se debe a *J.B. Richter*.

La respuesta correcta es la **b**.

4.14. Si a un cierto volumen de disolución de ácido sulfúrico se le añaden unos gránulos de cinc metálico:
a) Se desprende vapor de azufre del sistema en reacción.
b) Se desprende un gas de color verde del sistema en reacción.
c) Se desprende hidrógeno del sistema en reacción.
d) Los gránulos se depositan en el fondo, sin reacción aparente.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Zn es:

$$H_2SO_4\ (aq) + Zn\ (s) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + H_2\ (g)$$

Se trata de un proceso clásico de **obtención de H_2 (g)** en el que el Zn, metal reductor, es capaz de reducir los H^+ del ácido a hidrógeno molecular, oxidándose él a Zn^{2+}.

La respuesta correcta es la **c**.

4.15. Un gramo de un cierto ácido orgánico monocarboxílico de cadena lineal se neutraliza con 22,7 cm^3 de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,5 M y al quemarse origina 0,818 g de agua. El nombre del ácido es:
a) Butanoico
b) Propanoico
c) Etanoico
d) Metanoico
e) Palmítico

(Masas atómicas: H = 1; O = 16; C =12)

(O.Q.N. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre el ácido monocarboxílico, HA, y NaOH es:

$$HA\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaA\ (aq) + H_2O\ (l)$$

El número de moles de HA neutralizados permite calcular su masa molar:

$$22{,}7\ cm^3\ NaOH\ 0{,}5\ M \frac{0{,}5\ mol\ NaOH}{10^3\ cm^3\ NaOH\ 0{,}5\ M} \frac{1\ mol\ HA}{0{,}5\ mol\ NaOH} \frac{M\ g\ HA}{1\ mol\ HA} = 1\ g\ HA$$

Se obtiene, $M = 88\ g{\cdot}mol^{-1}$.

La relación entre la masa de H_2O producida en la combustión y la masa de ácido HA permite obtener los moles de H contenidos en un mol de ácido:

$$\frac{0{,}818\ g\ H_2O}{1\ g\ HA} \frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O} \frac{2\ mol\ H}{1\ mol\ H_2O} \frac{88\ g\ HA}{1\ mol\ HA} = 8 \frac{mol\ H}{mol\ HA}$$

Se trata de un ácido monocarboxílico derivado de un hidrocarburo saturado y su fórmula general es $C_nH_{2n}O_2$. Por tanto, conocido el número de átomos de H que contiene se le puede identificar. Como 2n = 8, se obtiene n = 4 por lo que se trata del **ácido butanoico**.

Por otra parte, la masa molar del ácido también puede servir para su identificación. Así pues, por tratarse de un ácido monocarboxílico contiene un grupo carboxilo, −COOH, que ya pesa 45 g, el resto de la masa corresponde al radical alquílico unido a dicho grupo. Se descartan de forma inmediata metanoico y etanoico que tienen cadenas muy cortas, y palmítico, que por ser ácido graso, tiene una cadena muy larga.

La respuesta correcta es la **a**.

4.16. En los viajes espaciales debe incluirse una sustancia que elimine el CO_2 producido por respiración de los ocupantes de la nave. Una de las posibles soluciones sería hacer reaccionar el CO_2 con determinados reactivos. La selección del más adecuado se hace teniendo en cuenta que éste consuma la mayor cantidad de CO_2 por gramo de reactivo (es decir, que sea el más ligero para llevar en la nave). De acuerdo con ello, ¿cuál escogería?

a) CaO — $CaO\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CaCO_3\ (s)$

b) Na_2O_2 — $Na_2O_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow Na_2CO_3\ (s) + O_2\ (g)$

c) $Mg(OH)_2$ — $Mg(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow MgCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$

d) $LiOH$ — $LiOH\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow Li_2CO_3\ (s) + H_2O\ (l)$

e) $Ca(OH)_2$ — $Ca(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CaCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$

(Masas: C = 12; O = 16, Ca = 40; Na = 23; Mg = 24,3; Li = 7)

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2009)

Tomando como base de cálculo 1 g de cada reactivo, el mejor de todos ellos será el que elimine mayor cantidad de CO_2. Estas son:

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con CaO es:

$$CaO\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CaCO_3\ (s)$$

La masa de CO_2 eliminada con CaO es:

$$1\ g\ CaO\ \frac{1\ mol\ CaO}{56\ g\ CaO}\ \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CaO}\ \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 0{,}79\ g\ CO_2$$

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con Na_2O_2 es:

$$2\ Na_2O_2\ (s) + 2\ CO_2\ (g) \longrightarrow 2\ Na_2CO_3\ (s) + O_2\ (g)$$

La masa de CO_2 eliminada con Na_2O_2 es:

$$1\ g\ Na_2O_2\ \frac{1\ mol\ Na_2O_2}{78\ g\ Na_2O_2}\ \frac{2\ mol\ CO_2}{2\ mol\ Na_2O_2}\ \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 0{,}56\ g\ CO_2$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con $Mg(OH)_2$ es:

$$Mg(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow MgCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 eliminada con $Mg(OH)_2$ es:

$$1\ g\ Mg(OH)_2\ \frac{1\ mol\ Mg(OH)_2}{58{,}3\ g\ Mg(OH)_2}\ \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ Mg(OH)_2}\ \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 0{,}81\ g\ CO_2$$

d) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con LiOH es:

$$2\ LiOH\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow Li_2CO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 eliminada con LiOH es:

$$1\ g\ LiOH\ \frac{1\ mol\ LiOH}{24\ g\ LiOH}\ \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ mol\ LiOH}\ \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = \mathbf{0{,}92\ g\ CO_2}$$

e) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con $Ca(OH)_2$ es:

$$Ca(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CaCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 eliminada con $Ca(OH)_2$ es:

$$1\ \text{g Ca(OH)}_2\,\frac{1\ \text{mol Ca(OH)}_2}{74\ \text{g Ca(OH)}_2}\,\frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol Ca(OH)}_2}\,\frac{44\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 0{,}59\ \text{g CO}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.17. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0,08 M. Suponiendo que su estómago recibe 3 litros diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2,6 g de $Al(OH)_3$ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido?
a) 27 mL
b) 80 mL
c) 240 mL
d) 720 mL
e) 1440 mL
(Masas moleculares: $Al(OH)_3$ = 78; HCl = 36,5)
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Asturias 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre HCl y $Al(OH)_3$ es:

$$6\ \text{HCl (aq)} + 2\ \text{Al(OH)}_3\ \text{(aq)} \longrightarrow 2\ \text{AlCl}_3\ \text{(aq)} + 3\ \text{H}_2\text{O (l)}$$

La masa de $Al(OH)_3$ que reacciona es:

$$3\ \text{L HCl 0,08 M}\,\frac{0{,}08\ \text{mol HCl}}{3\ \text{L HCl 0,08 M}}\,\frac{2\ \text{mol Al(OH)}_3}{6\ \text{mol HCl}}\,\frac{78\ \text{g Al(OH)}_3}{1\ \text{mol Al(OH)}_3} = 6{,}24\ \text{g Al(OH)}_3$$

La cantidad de medicina necesaria es:

$$6{,}24\ \text{g Al(OH)}_3\,\frac{100\ \text{mL medicina}}{2{,}6\ \text{g Al(OH)}_3} = \mathbf{240\ mL\ medicina}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.18. Una muestra de 2,8 g de un alqueno puro, que contiene un único doble enlace por molécula, reaccionan completamente con 8,0 g de bromo, en un disolvente inerte. ¿Cuál es la fórmula molecular del alqueno?
a) C_2H_4
b) C_3H_6
c) C_4H_8
d) C_6H_{12}
e) C_8H_{16}
(Masas atómicas: Br = 80; C = 12; H =1)
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La reacción entre un alqueno con un único doble enlace y un halógeno es una reacción de adición:

$$\text{C}_n\text{H}_{2n}\ \text{(g)} + \text{Br}_2\ \text{(l)} \longrightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2\ \text{(l)}$$

La relación entre las cantidades de Br_2 y alqueno que reaccionan proporciona la masa molar del alqueno, y por consiguiente, la fórmula del mismo:

$$8{,}0\ \text{g Br}_2\,\frac{1\ \text{mol Br}_2}{160\ \text{g Br}_2}\,\frac{1\ \text{mol C}_n\text{H}_{2n}}{1\ \text{mol Br}_2}\,\frac{\text{M g C}_n\text{H}_{2n}}{1\ \text{mol C}_n\text{H}_{2n}} = 2{,}8\ \text{g C}_n\text{H}_{2n} \longrightarrow \text{M} = 56\ \text{g·mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar del alqueno se puede obtener el número de átomos de C que contiene e identificarlo:

$$\text{n mol Cl}\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}} + 2\text{n mol H}\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}} = 56\text{ g} \longrightarrow \text{n} = 4$$

El alqueno contiene 4 átomos de C, por tanto, la fórmula molecular del hidrocarburo es $\mathbf{C_4H_8}$.

La respuesta correcta es la **c**.

4.19. A partir de un kg de pirita del 75% de riqueza en FeS_2, se ha obtenido 1 kg de H_2SO_4 del 98% en masa. La reacción química global que tiene lugar es:

$$FeS_2\ (s) + 3\ O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow Fe\ (s) + 2\ H_2SO_4\ (aq)$$

El rendimiento global del proceso es:
a) 100%
b) 80%
c) 50%
d) 75%
e) No se puede calcular al no disponer de las reacciones pertinentes.

(Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La masa de H_2SO_4 que se obtiene a partir de 1 kg de pirita es:

$$10^3\text{ g pirita}\frac{75\text{ g FeS}_2}{100\text{ g pirita}}\frac{1\text{ mol FeS}_2}{119{,}8\text{ g FeS}_2}\frac{2\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol FeS}_2}\frac{98\text{ g H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1227\text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se trata de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 98%:

$$1227\text{ g H}_2\text{SO}_4\frac{100\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98\%}{98\text{ g H}_2\text{SO}_4} = 1252\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98\%$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1000\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98\%\ \text{(real)}}{1252\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 98\%\ \text{(teórico)}}100 = \mathbf{80\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias olimpiadas con respuestas similares y en algunas de ellas no se ha dado la ecuación química).

4.20. La ecuación química correspondiente a la combustión del octano, componente esencial de las gasolinas y por las que éstas se califican según su "Índice de Octano" (95 ó 98), tiene lugar de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$w\ C_8H_{18}\ (g) + x\ O_2\ (g) \longrightarrow y\ CO_2\ (g) + z\ H_2O\ (g)$$

Los coeficientes estequiométricos (w, x, y, z) para la reacción ajustada deben ser:
a) w = 2, x = 25, y = 18, z = 16
b) w = 25, x = 2, y = 16, z = 18
c) w = 2, x = 25, y = 16, z = 18
d) w = 1, x = 25, y = 8, z = 9

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$\mathbf{2\ C_8H_{18}\ (l) + 25\ O_2\ (g) \longrightarrow 16\ CO_2\ (g) + 18\ H_2O\ (l)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.21. Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, del gas?
a) $CaCO_3$
b) Li_2CO_3
c) $SrCO_3$
d) $BaCO_3$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40; Li = 7; Sr = 87,6; Ba = 137,3)
(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición de un carbonato alcalino o alcalinotérreo es:

$$M_2CO_3\ (s) \longrightarrow CO_2\ (g) + M_2O\ (s)$$

$$MCO_3\ (s) \longrightarrow CO_2\ (g) + MO\ (s)$$

En todos los casos se produce 1 mol de CO_2 por cada mol de sal que se descompone. Teniendo en cuenta que siempre se parte de 1 g de carbonato, la máxima cantidad de CO_2 la producirá la sal que tenga menor masa molar:

$$1\ g\ MCO_3 \frac{1\ mol\ MCO_3}{M\ g\ MCO_3} \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ MCO_3} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = \frac{44}{M}\ g\ CO_2$$

Las masas molares de las sales propuestas son:

Sustancia	$\mathbf{Li_2CO_3}$	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
M / g·mol^{-1}	**74**	100	147,6	197,3

La respuesta correcta es la **b**.

4.22. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:
1) Para conocer la fórmula molecular de un compuesto orgánico es preciso saber su masa molecular.
2) El rendimiento teórico de una reacción no coincide con el rendimiento real de la misma.
3) Los moles de producto de una reacción han de calcularse en función de la cantidad del reactivo limitante.
4) La composición centesimal de un compuesto permite determinar su fórmula empírica.
a) Sólo 1 y 2 son correctas.
b) Sólo 2 y 3 son correctas.
c) Todas son correctas.
d) Ninguna de las respuestas es correcta.
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica, para determinar su fórmula molecular es necesario conocer la masa molar del compuesto.

2) Verdadero. Las limitaciones de los procedimientos experimentales son responsables de que no coincidan los rendimientos teórico y real.

3) Verdadero. El reactivo limitante es el que antes se consume en una reacción química y determina la cantidad de producto formado.

4) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica y, por tanto, su composición centesimal.

La respuesta correcta es la **c**.

4.23. Al tratar un exceso de disolución de NaOH con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gas seco medido en c.n., ¿qué masa de cloruro de sodio se forma suponiendo que la reacción es completa?
a) 0,05 g
b) 1,8 g
c) 2,9 g
d) 2,0 g
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23)
(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl\ (g) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

La masa de NaCl formado es:

$$1{,}12\ \text{L HCl}\ \frac{1\ \text{mol HCl}}{22{,}4\ \text{L HCl}}\ \frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol HCl}}\ \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = \mathbf{2{,}9\ g\ NaCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.24. La cantidad de agua que se obtiene cuando reaccionan con propano 25 g de aire (20% en masa de oxígeno) es:
a) 5,45 g
b) 10,75 g
c) 2,25 g
d) 15,0 g
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

Relacionando O_2 con H_2O:

$$25\ \text{g aire}\ \frac{20\ \text{g}\ O_2}{100\ \text{g aire}}\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\ \frac{4\ \text{mol}\ H_2O}{5\ \text{mol}\ O_2}\ \frac{18\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = \mathbf{2{,}25\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.25. Una galena contiene 10% de sulfuro de plomo (II) y el resto son impurezas. La masa de plomo que contienen 75 g de ese mineral es:
a) 6,5 g
b) 25,4 g
c) 2,5 g
d) 95,8 g
(Masas atómicas: S = 32; Pb = 207)
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la estequiometría existente en el PbS, la masa de Pb contenida en 75 g de galena es:

$$75\ \text{g galena}\ \frac{10\ \text{g PbS}}{100\ \text{g galena}}\ \frac{1\ \text{mol PbS}}{239\ \text{g PbS}}\ \frac{1\ \text{mol Pb}}{1\ \text{mol PbS}}\ \frac{207\ \text{g Pb}}{1\ \text{mol Pb}} = \mathbf{6{,}5\ g\ Pb}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.26. Cuando se disuelven 20 g de un cloruro de un metal desconocido (MCl) hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0,268 moles de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata, ¿cuál es la identidad del metal M?
a) Na
b) Li
c) K
d) Ag
(Masas atómicas: Na = 23; Li = 7; K = 39; Ag = 108)
(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre MCl y $AgNO_3$ es:

$$AgNO_3\ (aq) + MCl\ (aq) \longrightarrow MNO_3\ (aq) + AgCl\ (s)$$

El número de moles de MCl que reaccionan es:

$$0{,}268\ \text{mol AgNO}_3 \frac{1\ \text{mol MCl}}{1\ \text{mol AgNO}_3} = 0{,}268\ \text{mol MCl}$$

La relación entre los gramos y moles de MCl proporciona su masa molar:

$$\frac{20\ \text{g MCl}}{0{,}268\ \text{mol MCl}} = 74{,}6\ \text{g·mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar del MCl se puede obtener la masa molar del elemento M e identificarlo:

$$1\ \text{mol Cl} \frac{35{,}5\ \text{g Cl}}{1\ \text{mol Cl}} + 1\ \text{mol M} \frac{x\ \text{g M}}{1\ \text{mol M}} = 74{,}6\ \text{g} \qquad \longrightarrow \qquad x = 39{,}1\ \text{g}$$

La masa molar corresponde al elemento **potasio (K)**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.27. Para la siguiente reacción:

$$B_2O_3\ (s) + 3\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ H_3BO_3\ (aq)$$

¿Cuántos moles de agua se necesitan para producir 5,0 moles de H_3BO_3 (aq) a partir de 3,0 moles de B_2O_3 (s), si la reacción tiene lugar de forma total?
a) 6,0
b) 2,0
c) 7,5
d) 4,0
e) No se puede calcular.
(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Asturias 2009)

El número de moles de H_2O necesario para producir 5 moles de H_3BO_3 es:

$$5\ \text{mol H}_3\text{BO}_3 \frac{3\ \text{mol H}_2\text{O}}{2\ \text{mol H}_3\text{BO}_3} = \mathbf{7{,}5\ mol\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.28. Una muestra del mineral pirolusita (MnO_2 impuro) de masa 0,535 g, se trata con 1,42 g de ácido oxálico ($H_2C_2O_4\cdot 2\ H_2O$) en medio ácido de acuerdo con la reacción:

$$H_2C_2O_4 + MnO_2 + 2\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O + 2\ CO_2$$

El exceso de ácido oxálico se valora con 36,6 mL de $KMnO_4$ 0,1000 M de acuerdo con la reacción:

$$5\ H_2C_2O_4 + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 10\ CO_2$$

¿Cuál es el porcentaje de MnO_2 en el mineral?
a) 34,3%
b) 61,1%
c) 65,7%
d) 53,3%
e) 38,9%
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Mn = 54,9)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

▪ La cantidad de $H_2C_2O_4$·inicial es:

$$1420\ \text{mg}\ H_2C_2O_4\cdot 2\ H_2O\ \frac{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4\cdot 2\ H_2O}{126\ \text{mg}\ H_2C_2O_4\cdot 2\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4\cdot 2\ H_2O} = 11{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

▪ La cantidad de $H_2C_2O_4$ sobrante y que reacciona con $KMnO_4$ es:

$$36{,}6\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{1\ \text{mmol}\ KMnO_4}{1\ \text{mL}\ KMnO_4\ 0{,}1\ \text{M}}\ \frac{5\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{2\ \text{mmol}\ KMnO_4} = 9{,}15\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

▪ La diferencia entre ambas cantidades es la que reacciona con MnO_2:

$$11{,}3\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4 - 9{,}15\ \text{mm}\ H_2C_2O_4 = 2{,}12\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4$$

Relacionando $H_2C_2O_4$ con MnO_2:

$$\frac{2{,}12\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{535\ \text{mg pirolusita}}\ \frac{1\ \text{mmol}\ MnO_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}\ \frac{86{,}9\ \text{mg}\ MnO_2}{1\ \text{mmol}\ MnO_2}\ 100 = \mathbf{34{,}4\%\ MnO_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.29. Si se quema un trozo de grafito de alta pureza se debe formar:
a) $CaCO_3$
b) CO_2
c) H_2CO_3
d) O_2

(O.Q.L. Murcia 2001)

El grafito es una variedad alotrópica del C y la ecuación química correspondiente a su combustión es:

$$\mathbf{C\ (grafito) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.30. Indique cuál de los siguientes es un proceso químico:
a) Fusión del cloruro sódico.
b) Sublimación de mercurio.
c) Combustión de azufre.
d) Disolución de sal en agua.

(O.Q.L. Murcia 2001)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

a) Falso. La fusión del NaCl es un cambio de estado, un proceso físico:

$$NaCl\ (s) \longrightarrow NaCl\ (l)$$

b) Falso. La sublimación del Hg es un cambio de estado, un proceso físico:

$$Hg\ (s) \longrightarrow Hg\ (g)$$

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la combustión del S es:

$$S\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)$$

d) Falso. Aunque en la disolución del NaCl en agua se rompen enlaces en la red cristalina y se forman enlaces entre los iones y las moléculas de agua, se trata de un proceso físico:

$$NaCl\ (s) \longrightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.31. El carburo de calcio (CaC_2) usado para producir acetileno se prepara de acuerdo a la ecuación química:

$$CaO\ (s) + C\ (s) \longrightarrow CaC_2\ (s) + CO_2\ (g)$$

Si una mezcla sólida contiene 1150 g de cada reactivo, ¿cuántos gramos de carburo de calcio se pueden preparar?
a) 1314,2 g
b) 2044,4 g
c) 6133 g
d) 1006,2 g
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del carburo de calcio es:

$$CaO\ (s) + 5\ C\ (s) \longrightarrow 2\ CaC_2\ (s) + CO_2\ (g)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 1150\ \text{g CaO}\dfrac{1\ \text{mol CaO}}{56\ \text{g CaO}} = 20{,}5\ \text{mol CaO} \\[2ex] 1150\ \text{g C}\dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} = 95{,}8\ \text{mol C} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{95{,}8\ \text{mol C}}{20{,}5\ \text{mol CaO}} = 4{,}7$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2,5 quiere decir que sobra C, por lo que **CaO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CaC_2 formada:

$$20{,}5\ \text{mol CaO}\frac{2\ \text{mol CaC}_2}{1\ \text{mol CaO}}\frac{64\ \text{g CaC}_2}{1\ \text{mol CaC}_2} = \mathbf{1312\ g\ CaC_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.32. Una manera de recuperar plata metálica en el laboratorio es por calentamiento, a 800°C y en un crisol de porcelana, de una mezcla de Na_2CO_3, KNO_3 y AgCl, en las proporciones molares 4:3:2 respectivamente. La masa total de mezcla que hay que poner en el crisol para obtener un mol de plata es:
a) 350,3 g
b) 507,1 g
c) 700,6 g
d) 1019,6 g
(Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0; K = 39,1; N = 14,0; Cl = 35,5; Ag = 107,9)
(O.Q.L. Murcia 2001)

A partir de 4 moles de Na_2CO_3, 3 moles de KNO_3 y 2 moles de AgCl se obtienen 2 moles de Ag. Por tanto para obtener 1 mol de Ag la cantidad de moles de cada reactivo que se necesita es la mitad. Las masas correspondientes son:

$$\left.\begin{array}{r} 2\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3\ \dfrac{106\ \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3} = 212\ \text{g Na}_2\text{CO}_3 \\ 1{,}5\ \text{mol KNO}_3\ \dfrac{101{,}1\ \text{g KNO}_3}{1\ \text{mol KNO}_3} = 151{,}7\ \text{g KNO}_3 \\ 1\ \text{mol AgCl}\ \dfrac{143{,}4\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 143{,}4\ \text{g AgCl} \end{array}\right\} \longrightarrow \mathbf{m_{total} = 507{,}1\ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.33. La azida de sodio (NaN_3) se utiliza en los "airbag" de los automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición del NaN_3 de acuerdo a la siguiente ecuación

$$2\ NaN_3\ (s) \longrightarrow 2\ Na\ (s) + 3\ N_2\ (g)$$

El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que sirve de protección al conductor y acompañante. ¿Cuál es el volumen de N_2 generado, a 21°C y 823 Torr (mmHg), por la descomposición de 60,0 g de NaN_3?
a) 2,19 L
b) 30,8 L
c) 61,7 L
d) 173,2 L
(Datos: Na = 23; N = 14; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 760 Torr)
(O.Q.L. Murcia 2001)

El número de moles de N_2 que se forman en la explosión es:

$$60\ \text{g NaN}_3\ \frac{1\ \text{mol NaN}_3}{65\ \text{g NaN}_3}\ \frac{3\ \text{mol N}_2}{2\ \text{mol NaN}_3} = 1{,}38\ \text{mol N}_2$$

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales se obtiene el volumen que ocupa el gas:

$$V = \frac{1{,}38\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (21+273)}{823\ \text{Torr}}\ \frac{760\ \text{Torr}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{30{,}7\ L\ N_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.34. La falta de oxígeno durante la combustión de un hidrocarburo como el metano genera un gas altamente tóxico, el monóxido de carbono. La siguiente ecuación química ilustra este proceso:

$$3\ CH_4\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g) + CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$$

Si como consecuencia de este proceso se obtienen 50 g de una mezcla de CO y CO_2, ¿cuántos moles de metano se consumieron?
a) 0,5
b) 1,0
c) 1,5
d) 2,0
(Masas atómicas: C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2001)

Suponiendo que se parte de x moles de CH_4, las masas de CO y CO_2 que se obtienen son:

$$x\ \text{mol}\ CH_4 \frac{2\ \text{mol CO}}{1\ \text{mol}\ CH_4} \frac{28\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} + x\ \text{mol}\ CH_4 \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 50\ \text{g mezcla}$$

Se obtiene, x = **1,5 mol CH_4**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.35. La combustión del gas metano (CH_4) produce dióxido de carbono y agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas describe correctamente dicho proceso:
a) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
b) $CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
c) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
d) $CH_4 + ½\ O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$\mathbf{CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.36. El superóxido de potasio (KO_2) puede simular la acción de las plantas consumiendo dióxido de carbono gaseoso y produciendo oxígeno gas. Sabiendo que en este caso también se forma carbonato de potasio, la reacción ajustada nos indica que:
a) Se producen 3 moles de oxígeno por cada mol de KO_2 consumido.
b) Se consumen 2 moles de KO_2 por cada mol de dióxido de carbono.
c) El número de moles de reactivos es igual de productos.
d) Se producen 3 g de oxígeno por cada 2 g de CO_2 consumidos.
e) Se forman más moles de productos que de reactivos.
(Masas: C =12; O = 16)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre KO_2 y CO_2 es:

$$4\ KO_2\ (s) + 2\ CO_2\ (g) \longrightarrow 2\ K_2CO_3\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 0,75 moles de CO_2 por cada mol de KO_2 consumido.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se consumen 2 moles de KO_2 por cada mol de CO_2.

c-e) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 5 moles de productos por cada 6 moles de reactivos que se consumen.

d) Falso.

$$2\text{ g }CO_2\frac{1\text{ mol }CO_2}{44\text{ g }CO_2}\frac{3\text{ mol }O_2}{2\text{ mol }CO_2}\frac{32\text{ g }O_2}{1\text{ mol }O_2}=2{,}2\text{ g }O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.37. El cromo en su estado de oxidación (VI) se considera peligroso y su eliminación puede realizarse por el proceso simbolizado por la reacción:

$$4\ Zn + K_2Cr_2O_7 + 7\ H_2SO_4 \longrightarrow 4\ ZnSO_4 + 2\ CrSO_4 + K_2SO_4 + 7\ H_2O$$

Si se mezcla 1 mol de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante y el rendimiento teórico de sulfato de cromo (II)?

a) Zn / 0,50 mol
b) $K_2Cr_2O_7$ / 2,0 mol
c) H_2SO_4 / 0,29 mol
d) H_2 / 1,0 mol
e) No hay reactivo limitante / 1,0 mol

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Como se emplea un mol de cada reactivo, el **reactivo limitante** es el que de acuerdo con la estequiometría de la reacción se consume en mayor cantidad, es decir, H_2SO_4. Esta sustancia es la que determina la máxima cantidad de $CrSO_4$ formado:

$$1\text{ mol }H_2SO_4\frac{2\text{ mol }CrSO_4}{7\text{ mol }H_2SO_4}=\mathbf{0{,}29\ mol\ CrSO_4}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.38. Dadas las siguientes reacciones:

$$Fe + Br_2 \longrightarrow FeBr_2$$

$$3\ FeBr_2 + Br_2 \longrightarrow Fe_3Br_8$$

Si el rendimiento de cada una de las reacciones es del 82%, ¿qué masa de Fe_3Br_8 se produce a partir de 1,0 g de Fe?

a) 4,81 g
b) 3,94 g
c) 2,65 g
d) 3,24 g
e) 2,57 g

(Masas atómicas: Fe = 55,8; Br = 79,9)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La cantidad de $FeBr_2$ que se produce a partir de 1 g de Fe:

$$1\text{ g Fe}\frac{1\text{ mol Fe}}{55{,}8\text{ g Fe}}\frac{1\text{ mol }FeBr_2}{1\text{ mol Fe}}\frac{82\text{ mol }FeBr_2\text{ (real)}}{100\text{ mol }FeBr_2\text{ (teórico)}}=0{,}0147\text{ mol }FeBr_2\text{ (real)}$$

La cantidad de Fe_3Br_8 que se produce a partir del $FeBr_2$ es:

$$0{,}0147\text{ mol }FeBr_2\frac{1\text{ mol }Fe_3Br_8}{3\text{ mol }FeBr_{22}}\frac{82\text{ mol }Fe_3Br_8\text{ (real)}}{100\text{ mol }Fe_3Br_8\text{ (teórico)}}\frac{806{,}6\text{ g }Fe_3Br_8}{1\text{ mol }Fe_3Br_8}=\mathbf{3{,}24\ g\ Fe_3Br_8}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.39. El mineral dolomita puede representarse por la fórmula $MgCa(CO_3)_2$. ¿Qué volumen de dióxido de carbono gas, a 26,8°C y 0,88 atm, podría producirse por la reacción de 25 g de dolomita con exceso de ácido acético?
a) 3,9 L
b) 4,5 L
c) 6,3 L
d) 6,7 L
e) 7,6 L
(Datos. Mg = 24,3; Ca = 40; C = 12; O = 16; constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})
(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $MgCa(CO_3)_2$ y CH_3COOH es:

$$MgCa(CO_3)_2 + 4\ CH_3COOH \longrightarrow 2\ CO_2 + Mg(CH_3COO)_2 + Ca(CH_3COO)_2 + 4\ H_2O$$

El número de moles de CO_2 producidos es:

$$25\ \text{g}\ MgCa(CO_3)_2 \frac{1\ \text{mol}\ MgCa(CO_3)_2}{184{,}3\ \text{g}\ MgCa(CO_3)_2}\ \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ MgCa(CO_3)_2} = 0{,}27\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal el volumen ocupado el CO_2 es:

$$V = \frac{0{,}27\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (26{,}8+273)\ \text{K}}{0{,}88\ \text{atm}} = \mathbf{7{,}6\ L\ CO_2}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.40. El agua se descompone por electrólisis produciendo hidrógeno y oxígeno gas. En un determinado experimento, se ha obtenido 1,008 g de H_2 en el cátodo, ¿qué masa de oxígeno se obtiene en el ánodo?
a) 32,0 g
b) 16,0 g
c) 8,00 g
d) 4,00 g
e) 64,0 g
(Masa atómicas: H = 1,008; O = 16)
(O.Q.N. Oviedo 2002)

La ecuación química correspondiente a la disociación electrolítica del H_2O es:

$$2\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ H_2\ (g) + O_2\ (g)$$

La masa de O_2 que se obtiene es:

$$1{,}008\ \text{g}\ H_2 \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2{,}016\ \text{g}\ H_2}\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2}\ \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = \mathbf{8\ g\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.41. La masa de dióxido de carbono (M_r = 44) que se obtiene en la combustión de 52 g de etino (M_r = 26) es:
a) 25 g
b) $4{,}8·10^3$ g
c) $1{,}8·10^2$ g
d) 45 g
(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etino o acetileno es:

$$2\ C_2H_2\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

La masa de CO_2 que se obtiene a partir del acetileno es:

$$52\ g\ C_2H_2 \frac{1\ mol\ C_2H_2}{26\ g\ C_2H_2} \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_2} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = \mathbf{176\ g\ CO_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.42. En condiciones adecuadas el oxígeno reacciona con el carbono para dar monóxido de carbono. Cuando reaccionan 5 g de carbono y 10 g de oxígeno la masa de monóxido de carbono obtenida es:
a) 11,7 g
b) 10 g
c) 1,5 g
d) $1,0 \cdot 10^{-2}$ g
(Masas atómicas: C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de CO es:

$$2\ C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g)$$

El número de moles de cada elemento es:

$$\left.\begin{array}{l} 5\ g\ C \dfrac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} = 0{,}42\ mol\ C \\ 10\ g\ O_2 \dfrac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 0{,}31\ mol\ O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{0{,}42\ mol\ C}{0{,}31\ mol\ O_2} = 1{,}4$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra O_2, por lo que **C es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CO formado:

$$0{,}42\ mol\ C \frac{1\ mol\ CO}{1\ mol\ C} \frac{28\ g\ CO}{1\ mol\ CO} = \mathbf{11{,}8\ g\ CO}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.43. Al calentar 24,0 g de nitrato de potasio junto con plomo se han formado 13,8 g de dioxonitrato (III) de potasio, de acuerdo a la ecuación química:

$$Pb\ (s) + KNO_3\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + KNO_2\ (s)$$

¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
a) 38,6%
b) 86,3%
c) 36,8%
d) 68,3%
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; K = 39,1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

La masa de KNO_2 que se debería de haber obtenido a partir de 24 g de KNO_3 es:

$$24\ g\ KNO_3 \frac{1\ mol\ KNO_3}{101{,}1\ g\ KNO_3} \frac{1\ mol\ KNO_2}{1\ mol\ KNO_3} \frac{85{,}1\ g\ KNO_2}{1\ mol\ KNO_2} = 20{,}2\ g\ KNO_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{13{,}8\ \text{g}\ KNO_2\ \text{(real)}}{20{,}2\ \text{g}\ KNO_2\ \text{(teórico)}}100 = \mathbf{68{,}3\%}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.44. Si se mezclan 200 cm^3 de una disolución de 0,1 M de sulfuro de sodio con 200 cm^3 de otra disolución que contiene 1,7 g /L de nitrato de plata, ¿qué cantidad de sulfuro de plata podrá precipitar?
a) 0,25 g
b) 1,00 g
c) 0,50 g
d) Ninguna de las anteriores.
(Masas atómicas: Ag = 107,9; S = 32; O = 16; N = 14)
(O.Q.L. Baleares 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y Na_2S es:

$$2\ AgNO_3\ (aq) + Na_2S\ (aq) \longrightarrow 2\ NaNO_3\ (aq) + Ag_2S\ (s)$$

El número de moles de cada uno de los reactivos es:

$$200\ \text{cm}^3\ Na_2S\ 0{,}1\ \text{M}\frac{0{,}1\ \text{mol}\ Na_2S}{10^3\ \text{cm}^3\ Na_2S\ 0{,}1\ \text{M}} = 0{,}02\ \text{mol}\ Na_2S$$

$$200\ \text{cm}^3\ AgNO_3\ 1{,}7\ \text{g/L}\frac{1{,}7\ \text{g}\ AgNO_3}{10^3\ \text{cm}^3\ AgNO_3\ 1{,}7\ \text{g/L}}\frac{1\ \text{mol}\ AgNO_3}{169{,}9\ \text{g}\ AgNO_3} = 0{,}002\ \text{mol}\ AgNO_3$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}002\ \text{mol}\ AgNO_3}{0{,}02\ \text{mol}\ Na_2S} = 0{,}1$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Na_2S y que **$AgNO_3$ es el reactivo limitante** que determina la masa de Ag_2S formado:

$$0{,}002\ \text{mol}\ AgNO_3\frac{1\ \text{mol}\ Ag_2S}{2\ \text{mol}\ AgNO_3}\frac{247{,}8\ \text{g}\ Ag_2S}{1\ \text{mol}\ Ag_2S} = \mathbf{0{,}25\ g\ Ag_2S}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.45. El vinagre es una disolución concentrada de ácido acético (CH_3COOH). Cuando se trata una muestra de 8,00 g de vinagre con NaOH 0,200 M, se gastan 51,10 mL hasta alcanzar el punto de equivalencia. El porcentaje en masa del ácido acético en dicho vinagre es:
a) 1,36%
b) 3,83%
c) 7,67%
d) 5,67%
e) 4,18%
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2005)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH y es:

$$CH_3COOH\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow CH_3COONa\ (aq) + H_2O\ (l)$$

Relacionando NaOH con CH_3COOH

$$51{,}1\ \text{mL NaOH }0{,}2\ \text{M}\ \frac{0{,}2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH }0{,}2\ \text{M}}\ \frac{1\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 10{,}2\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$10{,}2\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}\ \frac{60\ \text{mg CH}_3\text{COOH}}{1\ \text{mmol CH}_3\text{COOH}}\ \frac{1\ \text{g CH}_3\text{COOH}}{10^3\ \text{mg CH}_3\text{COOH}} = 0{,}61\ \text{g CH}_3\text{COOH}$$

El porcentaje de CH_3COOH en el vinagre:

$$\frac{0{,}61\ \text{g CH}_3\text{COOH}}{8{,}00\ \text{g vinagre}}\ 100 = \mathbf{7{,}67\%\ CH_3COOH}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.46. Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pipetean 10,00 mL de Na_2CO_3 0,100 M, se introducen en un erlenmeyer y se diluyen con 100 mL de agua añadiendo unas gotas de verde de bromocresol. A continuación se añaden con una bureta 15,0 mL de HCl hasta su segundo punto de equivalencia (color amarillo). La concentración del ácido es:
a) 0,200 M
b) 0,100 M
c) 0,0667 M
d) 0,133 M
e) 0,267 M

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Na_2CO_3 es:

$$2\ \text{HCl (aq)} + \text{Na}_2\text{CO}_3\ \text{(aq)} \longrightarrow \text{CO}_2\ \text{(g)} + \text{H}_2\text{O (l)} + 2\ \text{NaCl (aq)}$$

El número de moles de HCl neutralizados es:

$$10\ \text{mL Na}_2\text{CO}_3\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mL Na}_2\text{CO}_3\ 0{,}1\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol Na}_2\text{CO}_3} = 2\ \text{mmol HCl}$$

La concentración de la disolución de HCl es:

$$\frac{2\ \text{mmol HCl}}{15\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}133\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.47. Cuando se añade un exceso de iones hidróxido a 1,0 L de disolución de $CaCl_2$, precipita $Ca(OH)_2$. Si todos los iones calcio de la disolución precipitan en 7,4 g de $Ca(OH)_2$, ¿cuál era la concentración inicial de la disolución de $CaCl_2$?
a) 0,05 M
b) 0,10 M
c) 0,15 M
d) 0,20 M
e) 0,30 M
(Masas atómicas: Ca = 40; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

El $CaCl_2$ en disolución acuosa se encuentra disociado en iones de acuerdo con la ecuación:

$$\text{CaCl}_2\ \text{(aq)} + \longrightarrow \text{Ca}^{2+}\ \text{(aq)} + 2\ \text{Cl}^-\ \text{(aq)}$$

La ecuación química correspondiente a la precipitación del $Ca(OH)_2$ es:

$$\text{Ca}^{2+}\ \text{(aq)} + 2\ \text{OH}^-\ \text{(aq)} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2\ \text{(s)}$$

El número de moles de $CaCl_2$ que reaccionan es:

$$7{,}4\ \text{g Ca(OH)}_2 \frac{1\ \text{mol Ca(OH)}_2}{74\ \text{g Ca(OH)}_2} \frac{1\ \text{mol CaCl}_2}{1\ \text{mol Ca(OH)}_2} = 0{,}1\ \text{mol CaCl}_2$$

La concentración de la disolución de $CaCl_2$ es:

$$\frac{0{,}1\ \text{mol CaCl}_2}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{0{,}1\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.48. Señale la afirmación correcta:
a) Un procedimiento para obtener NaOH es mediante la reacción entre NaCl + $H_2O \longrightarrow$ HCl + NaOH.
b) Para transportar H_2SO_4 o HNO_3 pueden utilizarse camiones con la cisterna forrada interiormente de aluminio.
c) Algunos enlaces del grafito tienen carácter iónico lo que le hace ser conductor de la electricidad.
d) El ácido nítrico puede obtenerse por calefacción de nitrato amónico seco.
e) Para obtener bromuro de hidrógeno a partir de bromuro de sodio es necesario utilizar H_3PO_4 porque es un ácido no oxidante.
(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. Entre NaCl y H_2O no se produce ninguna reacción.

b) Falso. Entre H_2SO_4 o HNO_3 y Al se producen las siguientes reacciones:

$$3\ H_2SO_4\ (aq) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

$$6\ HNO_3\ (aq) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ Al(NO_3)_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

que indican que la cuba de Al sufriría corrosión por parte de los ácidos.

c) Falso. Los enlaces que mantienen unidos a los átomos de carbono enla red cristalina de grafito son covalentes y la conducción eléctrica se debe a que la red presenta electrones deslocalizados.

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3\ (s) \longrightarrow N_2O\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Se trata de un proceso exotérmico en el que se eleva la temperatura y puede producirse una violenta explosión.

e) **Verdadero**. El H_3PO_4 no es capaz de oxidar al NaBr. La reacción entre ambas sustancias es una reacción ácido-base, y la ecuación química correspondiente es:

$$3\ NaBr\ (s) + H_3PO_4\ (aq) \longrightarrow 3\ HBr\ (g) + Na_3PO_4\ (aq)$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.49. El óxido de calcio puede obtenerse por:
a) Reacción de calcio metálico con agua.
b) Reacción de carbonato de calcio con ácido clorhídrico.
c) Descomposición térmica del carbonato de calcio.
d) Electrólisis de cloruro de calcio en disolución acuosa.
e) Hidrólisis de sulfato de calcio.
(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre Ca y H_2O es:

$$Ca\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

b) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

d) Falso. La electrólisis de $CaCl_2$ (aq) produce H_2 y O_2 procedentes del H^+ y OH^- del agua que son más fáciles de reducir y oxidar, respectivamente, que los iones Ca^{2+} y Cl^- procedentes del $CaCl_2$.

e) Falso. El $CaSO_4$ es una sal que no sufre hidrólisis ya que procede de H_2SO_4, ácido fuerte, y $Ca(OH)_2$, base fuerte.

La respuesta correcta es la **c**.

4.50. En una reacción química se cumple que:
a) El número total de moléculas de los reactivos es igual al número total de moléculas de los productos.
b) El número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) El número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
d) Cuando se queman 16 g de azufre (M_{at} = 32), se consumen 8 g de oxígeno (M_{at} = 16) y se forma dióxido de azufre.
e) Cuando se queman 16 g de azufre, se consumen 8 g de oxígeno y se forma monóxido de azufre.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a-c) Falso. El número de moles o moléculas de reactivos y productos depende de la estequiometría de la reacción. Así en la síntesis del NH_3 es diferente:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

mientras que en la formación de HCl es igual:

$$Cl_2\ (g) + H_2\ (g) \longrightarrow 2\ HCl\ (g)$$

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de átomos de los reactivos debe ser igual al número de átomos de los productos.

d-e) Falso. La combustión de azufre produce SO_2 y la ecuación química correspondiente es:

$$S\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)$$

La masa de O_2 que se consume es:

$$16\ g\ S\ \frac{1\ mol\ S}{32\ g\ S}\ \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ S}\ \frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 16\ g\ O_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.51. La masa de agua liberada en la combustión completa de 1 g de octano será:
a) 0,079 g
b) 1,42 g
c) 18 g
d) 162 g
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2\ C_8H_{18}\ (g) + 25\ O_2\ (g) \longrightarrow 16\ CO_2\ (g) + 18\ H_2O\ (l)$$

La masa de H_2O que se produce es:

$$1\ g\ C_8H_{18}\frac{1\ mol\ C_8H_{18}}{114\ g\ C_8H_{18}}\frac{9\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_8H_{18}}\frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = \mathbf{1{,}42\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.52. A 50,0 mL de una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (aq), se le añadió la suficiente cantidad de una disolución de cloruro de bario, $BaCl_2$ (aq). El sulfato de bario formado, $BaSO_4$ (s), se separó de la disolución y se pesó en seco. Si se obtuvieron 0,71 g de $BaSO_4$ (s), ¿cuál era la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico?
a) 0,06 M
b) 0,60 M
c) 1,20 M
d) 0,12 M
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Ba = 137,3)
(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y $BaCl_2$ es:

$$H_2SO_4\ (aq) + BaCl_2\ (aq) \longrightarrow BaSO_4\ (s) + 2\ HCl\ (aq)$$

El número de moles de H_2SO_4 que se obtienen a partir del $BaSO_4$ precipitado:

$$0{,}71\ g\ BaSO_4\frac{1\ mol\ BaSO_4}{233{,}3\ g\ BaSO_4}\frac{1\ mol\ H_2SO_4}{1\ mol\ BaSO_4} = 0{,}003\ mol\ H_2SO_4$$

Relacionando el número de moles y el volumen en el que están contenidos se obtiene la molaridad de la disolución:

$$\frac{0{,}003\ mol\ H_2SO_4}{50\ mL\ disolución}\frac{10^3\ mL\ disolución}{1\ L\ disolución} = \mathbf{0{,}06\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.53. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 moles de Cl_2 y 6,4 moles de Al para formar $AlCl_3$?
a) El Al ejercerá de reactivo limitante.
b) Habrá un exceso de 0,73 moles de Cl_2.
c) Se formarán como máximo 5,67 moles de $AlCl_3$.
d) Habrá un exceso de 1,73 moles de Al.
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl_2 y Al es:

$$3\ Cl_2\ (g) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (s)$$

La relación molar es:

$$\frac{8{,}5 \text{ mol } Cl_2}{6{,}4 \text{ mol Al}} = 1{,}3$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra Al y que **Cl_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de $AlCl_3$ formado.

a-b) Falso. Según se ha demostrado.

c) **Verdadero**.

$$8{,}5 \text{ mol } Cl_2 \frac{2 \text{ mol } AlCl_3}{3 \text{ mol } Cl_2} = \mathbf{5{,}67 \text{ mol } AlCl_3}$$

d) Falso.

$$8{,}5 \text{ mol } Cl_2 \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol } Cl_2} = 5{,}67 \text{ mol Al}$$

6,4 mol Al (inicial) – 5,67 mol Al (consumido) = 0,73 mol Al (exceso)

La respuesta correcta es la **c**.

4.54. Una piedra caliza con un 75% de riqueza en carbonato de calcio se trata con exceso de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se obtendrá a partir de 59,5 g de piedra?
a) 10 dm^3
b) 22,4 dm^3
c) 5 dm^3
d) 20 dm^3
(Masas atómicas: O = 16, C = 12; Ca = 40)
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3 \text{ (s)} + 2 \text{ HCl (aq)} \longrightarrow CaCl_2 \text{ (aq)} + CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

El volumen de CO_2, medido en condiciones normales, que se obtiene es:

$$59{,}5 \text{ g caliza} \frac{75 \text{ g } CaCO_3}{100 \text{ g caliza}} \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} \frac{22{,}4 \text{ dm}^3 \text{ } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{10 \text{ dm}^3 \text{ } CO_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.55. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5 L de gas propano (C_3H_8), medidos ambos volúmenes en condiciones normales?
a) 5 L
b) 25 L
c) 50 L
d) 10
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

$$C_3H_8 \text{ (g)} + 5 \text{ } O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 3 \text{ } CO_2 \text{ (g)} + 4 \text{ } H_2O \text{ (l)}$$

El volumen de O_2, medido en condiciones normales, que se necesita es:

$$5\ \text{L}\ C_3H_8\,\frac{1\ \text{mol}\ C_3H_8}{22{,}4\ \text{L}\ C_3H_8}\,\frac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8}\,\frac{22{,}4\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = \mathbf{25\ L\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.56. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 790 mmHg y 37°C, se necesita para quemar 3,43 dm^3 de eteno (C_2H_4), medidos a 780 mmHg y 22°C?
a) 5,34 dm^3
b) 34,30 dm^3
c) 21,36 dm^3
d) 10,68 dm^3
(Datos. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 760 mmHg)
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del eteno es:

$$C_2H_4\ (g) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Considerando comportamiento ideal el número de moles de C_2H_4 a quemar:

$$n = \frac{780\ \text{mmHg} \cdot 3{,}43\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (22+273)\ \text{K}}\,\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}146\ \text{mol}\ C_2H_4$$

El número de moles de O_2 que se necesita es:

$$0{,}146\ \text{mol}\ C_2H_4\,\frac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}437\ \text{mol}\ O_2$$

Considerando comportamiento ideal el volumen ocupado por los moles de O_2:

$$V = \frac{0{,}437\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (37+273)\ \text{K}}{790\ \text{mmHg}}\,\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{10{,}68\ L\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.57. ¿Qué volumen de aire se necesita para quemar 3 L de acetileno (C_2H_2), midiéndose ambos gases en las mismas condiciones?
a) 35,71 L
b) 71,43 L
c) 3 L
d) 6 L
(Dato. El aire contiene un 21% en volumen de O_2)
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno es:

$$2\ C_2H_2\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

El volumen de O_2, medido en condiciones normales, que se necesita es:

$$3\ \text{L}\ C_2H_2\,\frac{1\ \text{mol}\ C_2H_2}{22{,}4\ \text{L}\ C_2H_2}\,\frac{5\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_2}\,\frac{22{,}4\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 7{,}5\ \text{L}\ O_2$$

Como el aire contiene un 21% en volumen de O_2:

$$7{,}5\ \text{L}\ O_2\,\frac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = \mathbf{35{,}71\ L\ aire}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.58. Al reaccionar una cierta cantidad de cloruro de sodio con nitrato de plata se forman $2{,}65\cdot10^{-4}$ kg de cloruro de plata. La masa de cloruro de sodio que había inicialmente es:
a) $2{,}16\cdot10^{-4}$ kg
b) $5{,}40\cdot10^{-4}$ kg
c) $1{,}08\cdot10^{-4}$ kg
d) $2{,}65\cdot10^{-4}$ kg
(Masas atómicas: Ag = 107,9; O = 16, N = 14; Cl = 35,5; Na = 23)
(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCl y $AgNO_3$ es:

$$AgNO_3\ (aq) + NaCl\ (aq) \longrightarrow NaNO_3\ (aq) + AgCl\ (s)$$

Los moles de AgCl que reaccionan son:

$$2{,}65\cdot10^{-4}\ \text{kg AgCl}\ \frac{10^3\ \text{g AgCl}}{1\ \text{kg AgCl}}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}} = 1{,}85\cdot10^{-3}\ \text{mol AgCl}$$

Relacionando AgCl y NaCl:

$$1{,}85\cdot10^{-3}\ \text{mol AgCl}\ \frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol AgCl}}\ \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}}\ \frac{1\ \text{kg NaCl}}{10^3\ \text{g NaCl}} = \mathbf{1{,}08\cdot10^{-4}\ kg\ NaCl}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.59. El $AgNO_3$ reacciona con el NaCl como con KCl para dar en ambos casos AgCl. Si al reaccionar 1 g de muestra con $AgNO_3$ se forman 2,15 g de AgCl, la muestra estará formada por:
a) Sólo KCl.
b) Sólo NaCl.
c) Una mezcla de KCl y NaCl.
d) No es posible determinarlo.
e) Una mezcla de NaCl y Cl_2.
(Masas atómicas: Na = 23, K = 39,1; Ag = 107,9; Cl = 35,5)
(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre $AgNO_3$ y NaCl y KCl son:

$$AgNO_3\ (aq) + NaCl\ (aq) \longrightarrow NaNO_3\ (aq) + AgCl\ (s)$$

$$AgNO_3\ (aq) + KCl\ (aq) \longrightarrow KNO_3\ (aq) + AgCl\ (s)$$

a) Falso. Suponiendo que la muestra está formada sólo KCl, la masa de AgCl que se obtiene es inferior a la propuesta:

$$1\ \text{g KCl}\ \frac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}6\ \text{g KCl}}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol KCl}}\ \frac{143{,}4\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 1{,}92\ \text{g AgCl}$$

b) Falso. Suponiendo que la muestra está formada sólo NaCl, la masa de AgCl que se obtiene es superior a la propuesta:

$$1\ \text{g NaCl}\ \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol NaCl}}\ \frac{143{,}4\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 2{,}45\ \text{g AgCl}$$

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que los 2,15 g de AgCl que se obtienen están comprendidos entre los 1,92 g de una muestra de sólo KCl y los 2,45 g de una muestra de NaCl, la muestra inicial debe estar formada por una mezcla de ambas sustancias.

d) Falso. Se puede calcular la composición de la muestra planteando un sistema de ecuaciones con los dos datos numéricos proporcionados.

e) Falso. En la reacción de los cloruros alcalinos con $AgNO_3$ no se puede formar Cl_2.

La respuesta correcta es la **a**.

4.60. A partir de 200 g de ácido nítrico y 100 g de hidróxido sódico y siendo el rendimiento del 80%, la cantidad que se obtiene de la sal producto de la reacción es:
a) 269
b) 212
c) 138
d) 170
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1; Na = 23)
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HNO_3 y NaOH es:

$$HNO_3\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaNO_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 200\text{ g } HNO_3 \dfrac{1\text{ mol } HNO_3}{63\text{ g } HNO_3} = 3{,}2\text{ mol } HNO_3 \\ 100\text{ g NaOH} \dfrac{1\text{ mol NaOH}}{40\text{ g NaOH}} = 2{,}5\text{ mol NaOH} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{3{,}2\text{ mol } HNO_3}{2{,}5\text{ mol NaOH}} = 1{,}3$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra HNO_3, por lo que **NaOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de $NaNO_3$ formado:

$$2{,}5\text{ mol NaOH} \frac{1\text{ mol } NaNO_3}{1\text{ mol NaOH}} \frac{85\text{ g } NaNO_3}{1\text{ mol } NaNO_3} = 212{,}5\text{ g } NaNO_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 80%:

$$212{,}5\text{ g } NaNO_3 \frac{80\text{ g } NaNO_3\text{ (real)}}{100\text{ g } NaNO_3\text{ (teórico)}} = \mathbf{170\ g\ NaNO_3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.61. En la reacción de combustión del butano, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar un mol de butano?
a) 1 mol
b) 2 moles
c) 5,5 moles
d) 6,5 moles
(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del butano es:

$$2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (l)$$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$1\ \text{mol}\ C_4H_{10}\frac{13\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = \mathbf{6{,}5\ mol\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.62. Al tratar 9,00 g de Ca con exceso de oxígeno, se forma CaO, que se hace reaccionar con 0,25 moles de CO_2. ¿Cuántos gramos de $CaCO_3$ se obtendrán?
a) 100,0 g
b) 22,5 g
c) 25,0 g
d) 90,0 g
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)
(O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del CaO es:

$$2\ Ca\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CaO\ (s)$$

El número de moles de CaO que se forman es:

$$9{,}00\ \text{g Ca}\frac{1\ \text{mol Ca}}{40\ \text{g Ca}}\frac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol Ca}} = 0{,}225\ \text{mol CaO}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del $CaCO_3$ es:

$$CaO\ (s) + CO_2\ (g) \longrightarrow CaCO_3\ (s)$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}25\ \text{moles}\ CO_2}{0{,}225\ \text{mol CaO}} = 1{,}1$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra CO_2, por lo que **CaO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de $CaCO_3$ formada:

$$0{,}225\ \text{mol CaO}\frac{1\ \text{mol}\ CaCO_3}{1\ \text{mol CaO}}\frac{100\ \text{g}\ CaCO_3}{1\ \text{mol}\ CaCO_3} = \mathbf{22{,}5\ g\ CaCO_3}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.63. En la nitración de 10 g de benceno se obtuvieron 13 g de nitrobenceno. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?
a) 100%
b) 79,10%
c) 82,84%
d) 65,20%
e) 85,32%
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16)
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la nitración del benceno es:

$$C_6H_6\ (l) + HNO_3\ (l) \longrightarrow C_6H_5NO_2\ (l) + H_2O\ (l)$$

La masa de nitrobenceno que se produce es:

$$10\ \text{g}\ C_6H_6\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_6}{78\ \text{g}\ C_6H_6}\frac{1\ \text{mol}\ C_6H_5NO_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_6}\frac{123\ \text{g}\ C_6H_5NO_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_5NO_2} = 15{,}8\ \text{g}\ C_6H_5NO_2$$

El rendimiento de la reacción es:

$$\eta = \frac{13{,}0\ \text{g}\ C_6H_5NO_2\ \text{(real)}}{15{,}8\ \text{g}\ C_6H_5NO_2\ \text{(teórico)}}100 = \mathbf{82{,}44\%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.64. Se dispone de una muestra de clorato potásico con un 35,23% de riqueza. ¿Qué cantidad de esta muestra será necesaria para obtener $4{,}5\cdot10^{-2}$ kg de oxígeno?
En la reacción también se obtiene cloruro potásico.
a) $13{,}50\cdot10^{-2}$ kg
b) $32{,}61\cdot10^{-2}$ kg
c) $4{,}50\cdot10^{-2}$ kg
d) $9{,}00\cdot10^{-2}$ kg
e) $48{,}75\cdot10^{-2}$ kg
(Masas atómicas: O = 16,00; Cl = 35,46; K = 39,10)
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la descomposición de $KClO_3$ es:

$$2\ KClO_3\ (s) \longrightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

La masa de $KClO_3$ que se descompone es:

$$4{,}5\cdot10^{-2}\ \text{kg}\ O_2 \frac{10^3\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{kg}\ O_2}\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\frac{2\ \text{mol}\ KClO_3}{3\ \text{mol}\ O_2}\frac{122{,}6\ \text{g}\ KClO_3}{1\ \text{mol}\ KClO_3} = 114{,}9\ \text{g}\ KClO_3$$

La masa de $KClO_3$ 35,23% correspondiente es:

$$114{,}9\ \text{g}\ KClO_3 \frac{100\ \text{g}\ KClO_3\ 35{,}23\%}{35{,}23\ \text{g}\ KClO_3}\frac{1\ \text{kg}\ KClO_3\ 35{,}23\%}{10^3\ \text{g}\ KClO_3\ 35{,}23\%} = \mathbf{32{,}62\cdot10^{-2}\ kg\ KClO_3\ 35{,}23\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.65. El oxígeno puede obtenerse por descomposición térmica de compuestos oxigenados, como por ejemplo a través de las siguientes reacciones:

$$2\ Ag_2O \longrightarrow 4\ Ag + O_2$$
$$2\ BaO_2 \longrightarrow 2\ BaO + O_2$$
$$2\ HgO \longrightarrow 2\ Hg + O_2$$
$$2\ KNO_3 \longrightarrow 2\ KNO_2 + O_2$$

Si el precio por tonelada de cada uno de estos reactivos fuese el mismo, ¿cuál resultaría más económico para obtener oxígeno?
a) Ag_2O
b) BaO_2
c) HgO
d) KNO_3
e) Igual para los cuatro.
(Masas atómicas: O = 16,00; Ag = 107,88; Ba = 137,36; Hg = 200,61; K = 39,10; N = 14,00)
(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Como todos los reactivos tienen el mismo precio, aquel que produjera una misma cantidad O_2 empleando la menor cantidad resultaría el más económico.

Suponiendo que se quiere obtener 1 mol de O_2, las masas de reactivo necesarias son:

$$1\ \text{mol}\ O_2 \frac{2\ \text{mol}\ Ag_2O}{1\ \text{mol}\ O_2} \frac{231{,}76\ \text{g}\ Ag_2O}{1\ \text{mol}\ Ag_2O} = 463{,}52\ \text{g}\ Ag_2O$$

$$1\ \text{mol}\ O_2 \frac{2\ \text{mol}\ BaO_2}{1\ \text{mol}\ O_2} \frac{169{,}36\ \text{g}\ BaO_2}{1\ \text{mol}\ BaO_2} = 338{,}72\ \text{g}\ BaO_2$$

$$1\ \text{mol}\ O_2 \frac{2\ \text{mol}\ HgO}{1\ \text{mol}\ O_2} \frac{216{,}61\ \text{g}\ HgO}{1\ \text{mol}\ HgO} = 433{,}32\ \text{g}\ HgO$$

$$1\ \text{mol}\ O_2 \frac{2\ \text{mol}\ KNO_3}{1\ \text{mol}\ O_2} \frac{101{,}10\ \text{g}\ KNO_3}{1\ \text{mol}\ KNO_3} = \mathbf{202{,}20\ g\ KNO_3}$$

El reactivo del que se consume menor cantidad es **KNO_3**.

La respuesta correcta es la **d**.

4.66. Se introducen 24,6 mL de difluoroamina, medidos a 0°C y alta presión, en un recipiente y en presencia de un catalizador. Al cabo de 68 h se produce el equilibrio, obteniéndose 5,5 mL de N_2F_4, medidos en las mismas condiciones. Calcule el porcentaje de rendimiento en N_2F_4 de la reacción:

$$HNF_2\ (g) \longrightarrow N_2F_4\ (g) + NH_4F\ (g) + HF\ (g)$$

a) 5,5%
b) 55,9%
c) 0,56%
d) 40%
e) 24,6%

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición de HNF_2 es:

$$5\ HNF_2\ (g) \longrightarrow 2\ N_2F_4\ (g) + NH_4F\ (g) + HF\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Gay-Lussac*, el volumen de N_2F_4 que se obtiene es:

$$24{,}6\ \text{mL}\ HNF_2 \frac{2\ \text{mL}\ N_2F_4}{5\ \text{mL}\ HNF_2} = 9{,}84\ \text{mL}\ N_2F_4$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{5{,}5\ \text{mL}\ N_2F_4\ \text{(real)}}{9{,}84\ \text{mL}\ N_2F_4\ \text{(teórico)}} 100 = \mathbf{55{,}9\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.67. ¿Cuántos litros de CO_2 medidos en condiciones normales se obtienen de la reacción de 18 g de bicarbonato potásico con 65 g de ácido sulfúrico al 10%?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; K = 39,1; S = 32)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y $KHCO_3$ es:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ KHCO_3\ (s) \longrightarrow K_2SO_4\ (aq) + 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 18\ \text{g KHCO}_3 \dfrac{1\ \text{mol KHCO}_3}{100{,}1\ \text{g KHCO}_3} = 0{,}180\ \text{mol KHCO}_3 \\ \\ 65\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 10\% \dfrac{10\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 10\%} \dfrac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \end{array}\right\}$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}180\ \text{mol KHCO}_3}{0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 2{,}7$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que sobra $KHCO_3$, por lo que **H_2SO_4 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CO_2 que se desprende:

$$0{,}066\ \text{mol H}_2\text{SO}_4 \frac{2\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \frac{22{,}4\ \text{L CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = \mathbf{3\ L\ CO_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.68. La herrumbre se puede eliminar de la ropa blanca por la acción del HCl diluido. ¿Cuál es la masa de herrumbre que se podría eliminar por la acción de 100 mL de una disolución de HCl, de densidad 1,028 g/mL y de riqueza del 4%?

$$Fe_2O_3\ (s) + HCl\ (aq) \longrightarrow FeCl_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

a) 1028 mg
b) 0,04 g
c) 0,003 kg
d) 0,17 g
e) 0,03 kg

(Masas atómicas: Fe = 55,8; Cl = 35,4; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Fe_2O_3 es:

$$Fe_2O_3\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ FeCl_3\ (aq) + 3\ H_2O\ (l)$$

El número de moles de HCl que se consumen es:

$$100\ \text{mL HCl 4\%} \frac{1{,}028\ \text{g HCl 4\%}}{1\ \text{mL HCl 4\%}} \frac{4\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 4\%}} \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}113\ \text{mol HCl}$$

La masa de Fe_2O_3 que reacciona es:

$$0{,}113\ \text{mol HCl} \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{6\ \text{mol HCl}} \frac{159{,}6\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \frac{1\ \text{kg Fe}_2\text{O}_3}{10^3\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} = \mathbf{0{,}003\ kg\ Fe_2O_3}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.69. Cuando explota la nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, tiene lugar la siguiente reacción:

$$C_3H_5(NO_3)_3\ (l) \longrightarrow CO_2\ (g) + N_2\ (g) + O_2\ (g) + H_2O\ (g) \qquad \Delta H < 0$$

Si explota una ampolla que contiene 454 g de nitroglicerina, ¿cuál será presión del vapor de agua que se forma, si el volumen total de los gases se mide en condiciones normales?

a) 262 mmHg
b) 0,0345 atm
c) 1013 Pa
d) 3,45 atm
e) 131 Torr

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; 1 atm = $1{,}01325\cdot10^5$ Pa)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:

$$4\ C_3H_5(NO_3)_3\ (l) \longrightarrow 12\ CO_2\ (g) + 6\ N_2\ (g) + O_2\ (g) + 10\ H_2O\ (g)$$

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_{H_2O} = p\cdot y_{H_2O} = p\,\frac{n_{H_2O}}{n_{total}}$$

Si los gases están medidos en condiciones normales, la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm:

$$p_{H_2O} = 1\ \text{atm}\,\frac{10\ \text{mol}}{(12+6+1+10)\ \text{mol}}\,\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{262\ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.70. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son ciertos?

i. Si en una reacción entre A y B hay más de A que de B, el reactivo limitante es A.
ii. Dos cantidades distintas de oxígeno, 8 y 16 g, no pueden reaccionar con una misma cantidad de hidrógeno (1 g) para formar distintos compuestos.
iii. Las cantidades mínimas de los elementos hidrógeno y oxígeno que tenemos que hacer reaccionar para la obtención de H_2O son 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno.
iv. Para la reacción A + B $\longrightarrow$ C; en aplicación del principio de conservación de la materia, si reaccionan 1 g de A y 2 g de B, se obtienen 3 g de C.

a) Solo iii y iv
b) Solo i
c) Solo iv
d) Solo ii
e) Solo iii

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

i) Falso. Depende de cuál sea la estequiometría de la reacción y del valor de las masas molares de A y B.

ii) Falso. Se trata de la ley de las proporciones múltiples de *Dalton* que dice que:

"las masas de un elemento (8 y 16 g O) que reaccionan con una masa fija de otro (1 g H), para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos" (1:2)

iii) Falso. 2 g de H y 16 g de O son cantidades están en la relación estequiométrica para formar 1 mol de H_2O. Si se desea una menor cantidad de agua bastará con mantener esa relación estequiométrica.

iv) **Verdadero**. Suponiendo que 1 g A y 2 g de B son cantidades estequiométricas que se consumen totalmente formando 3 g de C.

La respuesta correcta es la **c**.

4.71. La combustión del metano origina dióxido de carbono y agua:
a) Para obtener 1 mol de agua se necesita 1 mol de metano.
b) Cada 32 g de metano producen 22,4 litros de CO_2 en c.n.
c) La combustión de 16 g de metano requiere 2 moles de oxígeno.
d) La combustión de 22,4 litros de metano en c.n. produce 18 g de agua.
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Murcia 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 2 moles de H_2O por cada mol de metano.

b) Falso. A partir de 32 g de CH_4 el volumen de CO_2, medido en c.n., que se obtiene es:

$$32\ g\ CH_4 \frac{1\ mol\ CH_4}{16\ g\ CH_4} \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} \frac{22{,}4\ L\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 44{,}8\ L\ CO_2$$

c) **Verdadero**. A partir de 16 g de CH_4 el número de moles de O_2 que se consumen es:

$$16\ g\ CH_4 \frac{1\ mol\ CH_4}{16\ g\ CH_4} \frac{2\ mol\ O_2}{1\ mol\ CH_4} = \mathbf{2\ mol\ O_2}$$

d) Falso. A partir de 22,4 L de CH_4, medido en c.n., la masa de H_2O que se obtiene es:

$$22{,}4\ L\ CH_4 \frac{1\ mol\ CH_4}{22{,}4\ L\ CH_4} \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ CH_4} \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 36\ g\ H_2O$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.72. Dada la reacción ajustada

$$3\ Ca(OH)_2\ (aq) + 2\ H_3PO_4\ (aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2\ (s) + 6\ H_2O\ (l)$$

calcule los moles de fosfato de calcio formados mezclando 0,24 moles de hidróxido de calcio y 0,2 moles de ácido fosfórico:
a) 0,08 moles
b) 0,0090 moles
c) 0,100 moles
d) 0,600 moles
(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

La relación molar es:

$$\frac{0{,}24\ mol\ Ca(OH)_2}{0{,}2\ mol\ H_3PO_4} = 1{,}2$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra H_3PO_4 por lo que **$Ca(OH)_2$ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ que se forma.

$$0{,}24\ \text{mol Ca(OH)}_2\ \frac{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{3\ \text{mol Ca(OH)}_2} = \mathbf{0{,}08\ mol\ Ca_3(PO_4)_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.73. ¿Qué masa de H_2O se produce en la reacción de 4,16 g de H_2 con un exceso de O_2?
a) 36, 4 g
b) 39,3 g
c) 37,4 g
d) 32,0 g
(Masas: H = 1,0; O = 16,0)

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando H_2 con H_2O:

$$4{,}16\ \text{g H}_2\ \frac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{g H}_2}\ \frac{2\ \text{mol H}_2\text{O}}{2\ \text{mol H}_2}\ \frac{18\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = \mathbf{37{,}4\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.74. Se quiere valorar una disolución de hidróxido de sodio con otra de ácido sulfúrico 0,25 M. Si se toman 15,00 mL de la disolución de la base y se consumen 12,00 mL de la disolución ácida. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio?
a) 0,6 M
b) 0,8 M
c) 0,2 M
d) 0,4 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

El número de mmoles de NaOH neutralizados es:

$$12\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}25\ \text{M}\ \frac{0{,}25\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL H}_2\text{SO}_4\ 0{,}25\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol H}_2\text{SO}_4} = 6\ \text{mmol NaOH}$$

La molaridad de la disolución básica es:

$$\frac{6\ \text{mmol NaOH}}{15\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}4\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.75. Complete la siguiente ecuación química e indique si se forma un precipitado:

$$Na^+ + Cl^- + NO_3^- + K^+ \longrightarrow$$

a) NaCl (s) + NO_3^- + K^+
b) $NaNO_3$ (s) + K^+ + Cl^-
c) KCl (s) + NO_3^- + Na^+
d) KNO_3 (s) + Na^+ + Cl^-
e) No hay reacción.

(O.Q.N. Luarca 2005)

Se trata de iones procedentes de sustancias solubles que no reaccionan formando un precipitado.

La respuesta correcta es la **e**.

4.76. Se disolvió una muestra de óxido de magnesio en 50,0 mL de ácido clorhídrico 0,183 M y el exceso de ácido se valoró con fenolftaleína hasta el punto final, con 13,4 mL de hidróxido sódico 0,105 M. ¿Cuál es la masa de la muestra de óxido de magnesio?
a) 209 mg
b) 184 mg
c) 156 mg
d) 104 mg
e) 77,8 mg
(Masa atómica: Mg = 24,3; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del HCl con NaOH y MgO son, respectivamente:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

$$2\ \text{HCl (aq)} + \text{MgO (aq)} \longrightarrow \text{MgCl}_2\ \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

El número de mmoles totales de HCl es:

$$50\ \text{mL HCl 0,183 M}\ \frac{0{,}183\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mL HCl 0,183 M}} = 9{,}15\ \text{mmol HCl}$$

El número de mmoles de HCl neutralizados con NaOH es:

$$14{,}3\ \text{mL NaOH 0,105 M}\ \frac{0{,}105\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,105 M}}\ \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 1{,}50\ \text{mmol mol HCl}$$

El número de mmoles de HCl neutralizados con MgO es:

$$9{,}15\cdot\text{mmol HCl (total)} - 1{,}50\cdot\text{mmol HCl (con NaOH)} = 7{,}65\cdot\text{mmol HCl (con MgO)}$$

Relacionando HCl con MgO:

$$7{,}65\ \text{mmol HCl}\ \frac{1\ \text{mmol MgO}}{2\ \text{mmol HCl}}\ \frac{40{,}3\ \text{mg MgO}}{1\ \text{mmol MgO}} = \mathbf{154\ mg\ MgO}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.77. La combustión completa de una mezcla de 4,10 g que contiene solamente propano (C_3H_8) y pentano (C_5H_{12}) produjo 12,42 g de CO_2 y 6,35 g de H_2O. ¿Cuál es el porcentaje de propano, en masa, en esta muestra?
a) 4,50%
b) 37,5%
c) 50,0%
d) 30,0%
e) 80,0%
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Luarca 2005)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los hidrocarburos son:

$$\text{C}_3\text{H}_8\ \text{(g)} + 5\ \text{O}_2\ \text{(g)} \longrightarrow 3\ \text{CO}_2\ \text{(g)} + 4\ \text{H}_2\text{O (l)}$$

$$C_5H_{12}\ (g) + 8\ O_2\ (g) \longrightarrow 5\ CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$$

Los moles de CO_2 y H_2O que se obtienen en la combustión son, respectivamente:

$$12{,}42\ g\ CO_2 \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ g\ CO_2} = 0{,}282\ mol\ CO_2$$

$$6{,}35\ g\ H_2O \frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O} = 0{,}353\ mol\ H_2O$$

Llamando x e y a las moles de C_3H_8 y C_5H_{12} se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ mol\ C_3H_8 \frac{44\ g\ C_3H_8}{1\ mol\ C_3H_8} + y\ mol\ C_5H_{12} \frac{72\ g\ C_5H_{12}}{1\ mol\ C_5H_{12}} = 4{,}10\ g\ mezcla \qquad (1)$$

$$x\ mol\ C_3H_8 \frac{3\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_3H_8} + y\ mol\ C_5H_{12} \frac{5\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_5H_{12}} = 0{,}282\ mol\ CO_2 \qquad (2)$$

$$x\ mol\ C_3H_8 \frac{4\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_3H_8} + y\ mol\ C_5H_{12} \frac{6\ mol\ H_2O}{1\ mol\ C_5H_{12}} = 0{,}353\ mol\ H_2O \qquad (3)$$

Resolviendo el sistema formado por dos de estas ecuaciones se obtienen resultados diferentes.

▪ Con las ecuaciones (1) y (2) se obtiene, x = 0,0441 mol C_3H_8 con lo que el porcentaje en masa de C_3H_8 en la mezcla es:

$$\frac{0{,}0441\ mol\ C_3H_8}{4{,}10\ g\ mezcla} \frac{44\ g\ C_3H_8}{1\ mol\ C_3H_8} 100 = 47{,}3\%\ C_3H_8$$

▪ Con las ecuaciones (1) y (3) se obtiene, x = 0,0334 g C_3H_8 con lo que el porcentaje en masa de C_3H_8 en la mezcla es:

$$\frac{0{,}0334\ mol\ C_3H_8}{4{,}10\ g\ mezcla} \frac{44\ g\ C_3H_8}{1\ mol\ C_3H_8} 100 = 35{,}9\%\ C_3H_8$$

▪ Con las ecuaciones (2) y (3) se obtiene, x = 0,0352 g C_3H_8 con lo que el porcentaje en masa de C_3H_8 en la mezcla es:

$$\frac{0{,}0352\ mol\ C_3H_8}{4{,}10\ g\ mezcla} \frac{44\ g\ C_3H_8}{1\ mol\ C_3H_8} 100 = 37{,}7\%\ C_3H_8$$

Comparando los tres resultados obtenidos con los propuestos, la respuesta correcta podría ser la **b**.

4.78. Cuando la dureza del agua se debe al ion calcio, el proceso de "ablandamiento" puede representarse mediante la reacción:

$$Ca^{2+}\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq) \longrightarrow CaCO_3\ (s)$$

¿Cuál es la masa de carbonato sódico necesaria para eliminar prácticamente todo el ion calcio presente en 750 mL de una disolución que contiene 86 mg de ion Ca^{2+} por litro?

a) 171 mg
b) 65 mg
c) 57 mg
d) 41 mg
e) 35 mg

(Masas atómicas: C = 12; Ca = 40; Na = 23; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación química correspondiente a la sustitución de los iones Ca^{2+} es:

$$Ca^{2+} (aq) + Na_2CO_3 (aq) \longrightarrow 2 Na^+ (aq) + CaCO_3 (s)$$

El número de moles de Ca^{2+} a eliminar del agua es:

$$750 \text{ mL disolución} \frac{86{,}2 \text{ mg } Ca^{2+}}{10^3 \text{ mL disolución}} \frac{1 \text{ mmol } Ca^{2+}}{40 \text{ mg } Ca^{2+}} = 1{,}6 \text{ mmol } Ca^{2+}$$

La masa de Na_2CO_3 equivalente a la de Ca^{2+} es:

$$1{,}6 \text{ mmol } Ca^{2+} \frac{1 \text{ mmol } Na_2CO_3}{1 \text{ mmol } Ca^{2+}} \frac{106 \text{ mg } Na_2CO_3}{1 \text{ mmol } Na_2CO_3} = \mathbf{171 \text{ mg } Na_2CO_3}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.79. Puesto que la masa atómica del carbono es 12 y la del oxígeno es 16, la masa de dióxido de carbono producida en la combustión de 32 g de metano será:
a) 88 g
b) 28 g
c) 64 g
d) 44 g
(Dato: H = 1)
(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4 (g) + 2 O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g) + 2 H_2O (l)$$

A partir de 32 g de CH_4 la masa de CO_2 que se obtiene es:

$$32 \text{ g } CH_4 \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ mol } CH_4} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{88 \text{ g } CO_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.80. El gas que se desprende al mezclar carburo cálcico con agua es:
a) Oxígeno
b) Acetileno
c) Hidrógeno
d) Monóxido de carbono
(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:

$$CaC_2 (s) + 2 H_2O (l) \longrightarrow C_2H_2 (g) + Ca(OH)_2 (aq)$$

Esta reacción es la que tiene lugar en las lámparas *Davy* de los mineros. El gas es el **acetileno**, $\mathbf{C_2H_2}$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.81. Puesto que la masa molecular del carbonato cálcico es 100, para la reacción completa de 100 g de este compuesto con ácido clorhídrico se requiere:
a) Un litro de disolución 1 M.
b) 0,5 litros de disolución 0,333 M.
c) 2 litros de disolución 1 M.
d) 0,333 litros de disolución 0,5 M.
(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $CaCO_3$ y HCl es:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

El número de moles de HCl que reaccionan es:

$$100\ g\ CaCO_3 \frac{1\ mol\ CaCO_3}{100\ mol\ CaCO_3} \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ CaCO_3} = 2\ mol\ HCl$$

El número de moles de HCl contenidos en las disoluciones dadas es:

a) Falso.

$$1\ L\ HCl\ 1\ M \frac{1\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 1\ M} = 1\ mol\ HCl$$

b) Falso.

$$0{,}5\ L\ HCl\ 0{,}333\ M \frac{0{,}333\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 0{,}333\ M} = 0{,}166\ mol\ HCl$$

c) **Verdadero**.

$$2\ L\ HCl\ 1\ M \frac{1\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 1\ M} = \mathbf{2\ mol\ HCl}$$

d) Falso.

$$0{,}333\ L\ HCl\ 0{,}5\ M \frac{0{,}5\ mol\ HCl}{1\ L\ HCl\ 0{,}5\ M} = 0{,}166\ mol\ HCl$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.82. Se necesita preparar 25 kg de disolución de amoníaco con un 35% de NH_3. ¿Qué cantidad de sulfato de amonio se debe tomar para ello?
a) 30 kg
b) 34 kg
c) 25 kg
d) 38 kg
(Datos. M ($g \cdot mol^{-1}$): NH_3 = 17,0; $(NH_4)_2SO_4$ = 132,0)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La masa de NH_3 necesaria para preparar la disolución es:

$$25\ kg\ NH_3\ 35\% \frac{35\ kg\ NH_3}{100\ kg\ NH_3\ 35\%} \frac{10^3\ g\ NH_3}{1\ kg\ NH_3} \frac{1\ mol\ NH_3}{17\ g\ NH_3} = 514{,}7\ mol\ NH_3$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de NH_3 a partir de $(NH_4)_2SO_4$ es:

$$(NH_4)_2SO_4\ (s) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$514{,}7\ mol\ NH_3 \frac{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4}{2\ mol\ NH_3} \frac{132\ g\ (NH_4)_2SO_4}{1\ mol\ (NH_4)_2SO_4} \frac{1\ kg\ (NH_4)_2SO_4}{10^3\ g\ (NH_4)_2SO_4} = \mathbf{34\ kg\ (NH_4)_2SO_4}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.83. Calcula la cantidad de aire necesario para quemar 10 kg de carbón dando:
i) CO ii) CO_2.
a) i) 46,667 m^3 ii) 93,335 m^3
b) i) 36,543 m^3 ii) 73,086 m^3
c) i) 49,543 m^3 ii) 99,086 m^3
d) i) 36,667 m^3 ii) 73,335 m^3
(Dato. Se supone que el aire contiene 1/5 de oxígeno)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de CO a partir de C es:

$$2\ C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g)$$

Suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales y relacionando C con O_2 y con aire:

$$10\ \text{kg C}\ \frac{10^3\ \text{g C}}{1\ \text{kg C}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}}\ \frac{1\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol C}}\ \frac{5\ \text{mol aire}}{1\ \text{mol O}_2}\ \frac{22{,}4\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}}\ \frac{1\ \text{m}^3\ \text{aire}}{10^3\ \text{L aire}} = \mathbf{46{,}667\ m^3\ aire}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de CO_2 a partir de C es:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$$

Suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales y relacionando C con O_2 y con aire:

$$10\ \text{kg C}\ \frac{10^3\ \text{g C}}{1\ \text{kg C}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}}\ \frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol C}}\ \frac{5\ \text{mol aire}}{1\ \text{mol O}_2}\ \frac{22{,}4\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}}\ \frac{1\ \text{m}^3\ \text{aire}}{10^3\ \text{L aire}} = \mathbf{93{,}333\ m^3\ aire}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.84. En la combustión de la gasolina (C_8H_{18}) se obtendrían 18 moles de agua si se utilizan:
a) 1 mol de C_8H_{18} y 30 moles de O_2.
b) 2 mol de C_8H_{18} y 30 moles de O_2.
c) 2 mol de C_8H_{18} y 25 moles de O_2.
d) 1 mol de C_8H_{18} y 25 moles de O_2.
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del C_8H_{18} proporciona las cantidades de reactivos para obtener 18 moles de agua:

$$\mathbf{2\ C_8H_{18}\ (g) + 25\ O_2\ (g) \longrightarrow 16\ CO_2\ (g) + 18\ H_2O\ (l)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.85. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, (masa molar 80 g·mol^{-1}) se descompone sobre los 177 °C, produciendo el gas N_2O (anestésico, propelente) y vapor de agua. En un ensayo de laboratorio se trabajó con 36,4 g de NH_4NO_3, químicamente puro, a 255 °C en un recipiente de 5 L, por lo que la final se obtuvo:
a) 0,455 moles de gas
b) 3 moles de gas
c) 0,910 moles de gas
d) 1,365 moles de gas
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:

NH_4NO_3 (s) $\longrightarrow$ N_2O (g) + 2 H_2O (g)

Relacionando NH_4NO_3 con la cantidad de gas desprendido:

$$36,4 \text{ g } NH_4NO_3 \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80 \text{ g } NH_4NO_3} \frac{3 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} = \mathbf{1,365 \text{ mol gas}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.86. El gas, que disuelto en agua, produce la lluvia ácida que tanto daño ocasiona al medio ambiente es:
a) hidrógeno
b) nitrógeno
c) dióxido de azufre
d) dióxido de carbono

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones de formación de la lluvia ácida a partir del SO_2 son:

2 SO_2 (g) + O_2 (g) $\longrightarrow$ 2 SO_3 (g)

SO_3 (g) + H_2O (l) $\longrightarrow$ H_2SO_4 (aq)

La respuesta correcta es la **c**.

4.87. Ajuste la ecuación siguiente:

$w\ C_3H_8 + x\ O_2 \longrightarrow y\ CO_2 + z\ H_2O$

a) w =1, x = 1, y = 1, z = 1
b) w =1, x = 5, y = 3, z = 4
c) w =2, x = 5, y = 3, z = 4
d) w =1, x = 5, y = 1, z = 4
e) w =1, x = 1, y = 3, z = 1

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:

C_3H_8 (g) + 5 O_2 (g) $\longrightarrow$ 3 CO_2 (g) + 4 H_2O (l)

La respuesta correcta es la **b**.

4.88. Ajuste la reacción y determine el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 4,0 moles de H_2 con 2,0 moles de nitrógeno.

$N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$

a) Hidrógeno
b) Nitrógeno
c) Amoníaco
d) Hidrógeno y nitrógeno
e) No hay ningún reactivo limitante

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de NH_3 es:

N_2 (g) + 3 H_2 (g) $\longrightarrow$ 2 NH_3 (g)

La relación molar es:

$$\frac{4\text{ mol }H_2}{2\text{ mol }N_2} = 2$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2, por lo que **H_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NH_3 formado.

La respuesta correcta es la **a**.

4.89. El azobenceno es un producto industrial, intermedio en la preparación de tintes, que se obtiene mediante la siguiente reacción entre nitrobenceno (ρ = 1,20 g/mL) y trietilenglicol (ρ = 1,12 g/mL):

$$2\ C_6H_5NO_2 + 4\ C_6H_{14}O_4 \longrightarrow (C_6H_5N)_2 + 4\ C_6H_{12}O_4 + 4\ H_2O$$

Cuando se hacen reaccionar 0,25 L de cada uno de los dos reactivos:
a) El nitrobenceno se encuentra en exceso.
b) Se forman 1,68 mol de azobenceno
c) Se forman 2,44 mol de H_2O
d) Reaccionan 2,44 mol de nitrobenceno.
e) No hay reactivo limitante.
(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011; N = 14,007)

(O.Q.N. Vigo 2006)

El número de moles de cada reactivo es:

$$0{,}25\text{ L }C_6H_5NO_2\frac{10^3\text{ mL }C_6H_5NO_2}{1\text{ L }C_6H_5NO_2}\frac{1{,}20\text{ g }C_6H_5NO_2}{1\text{ mL }C_6H_5NO_2}\frac{1\text{ mol }C_6H_5NO_2}{123\text{ g }C_6H_5NO_2} = 2{,}44\text{ mol }C_6H_5NO_2$$

$$0{,}25\text{ L }C_6H_{14}O_4\frac{10^3\text{ mL }C_6H_{14}O_4}{1\text{ L }C_6H_{14}O_4}\frac{1{,}12\text{ g }C_6H_{14}O_4}{1\text{ mL }C_6H_{14}O_4}\frac{1\text{ mol }C_6H_{14}O_4}{123\text{ g }C_6H_{14}O_4} = 1{,}87\text{ mol }C_6H_{14}O_4$$

a) **Verdadero**

La relación molar es:

$$\frac{1{,}87\text{ mol }C_6H_{14}O_4}{2{,}44\text{ mol }C_6H_5NO_2} = 0{,}77$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que el **nitrobenceno, $C_6H_5NO_2$, se encuentra en exceso**, por lo que $C_6H_{14}O_4$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de producto formado.

b) Falso

$$1{,}87\text{ mol }C_6H_{14}O_4\frac{2\text{ mol }(C_6H_5N)_2}{4\text{ mol }C_6H_{14}O_4} = 0{,}93\text{ mol }(C_6H_5N)_2$$

c) Falso

$$1{,}87\text{ mol }C_6H_{14}O_4\frac{4\text{ mol }H_2O}{4\text{ mol }C_6H_{14}O_4} = 1{,}87\text{ mol }H_2O$$

d) Falso

$$1{,}87\text{ mol }C_6H_{14}O_4\frac{2\text{ mol }C_6H_5NO_2}{4\text{ mol }C_6H_{14}O_4} = 0{,}93\text{ mol }C_6H_5NO_2$$

e) Falso. Tal como se ha demostrado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **a**.

4.90. Se valora una muestra de 4,5 g de sangre con 10,5 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,0400 M para determinar el contenido de alcohol de acuerdo con la siguiente reacción. ¿Cuál es el contenido de alcohol en sangre expresado en porcentaje en masa?

$$16\ H^+ + 2\ Cr_2O_7^{2-} + C_2H_5OH \longrightarrow 4\ Cr^{3+} + 11\ H_2O + 2\ CO_2$$

a) 0,43%
b) 0,21%
c) 0,090%
d) 0,35%
e) 0,046%

(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011; O = 15,999; K = 39,098; Cr = 52,00)

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

La masa de C_2H_5OH reaccionada es:

$$10{,}5\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}04\ M\ \frac{0{,}04\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7}{1\ \text{mL}\ K_2Cr_2O_7\ 0{,}04\ M}\ \frac{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}{2\ \text{mmol}\ K_2Cr_2O_7} = 0{,}21\ \text{mmol}\ C_2H_5OH$$

$$0{,}21\ \text{mmol}\ C_2H_5OH\ \frac{46{,}099\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mmol}\ C_2H_5OH}\ \frac{1\ \text{mg}\ C_2H_5OH}{10^3\ \text{mg}\ C_2H_5OH} = 9{,}66\cdot10^{-3}\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

El porcentaje de C_2H_5OH en sangre es:

$$\frac{9{,}66\cdot10^{-3}\ \text{g}\ C_2H_5OH}{4{,}5\ \text{g sangre}}\ 100 = \mathbf{0{,}21\%\ C_2H_5OH}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.91. El CO_2 que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según:

$$CO_2\ (g) + 2\ KOH\ (aq) \longrightarrow K_2CO_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

¿Cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1 kg de KOH?
a) 0,393 kg
b) 0,786 kg
c) 0,636 kg
d) 0,500 kg

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; K = 39,1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

La masa de CO_2 que se puede eliminar con 1 kg de KOH es:

$$1\ \text{kg KOH}\ \frac{10^3\ \text{g KOH}}{1\ \text{kg KOH}}\ \frac{1\ \text{mol KOH}}{56{,}1\ \text{g KOH}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{2\ \text{mol KOH}}\ \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{kg}\ CO_2}{10^3\ \text{g}\ CO_2} = \mathbf{0{,}392\ kg\ CO_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.92. Cuando se mezcla agua y carburo de calcio:
a) Se produce un destello luminoso.
b) Se desprende un gas.
c) Se origina una disolución verde manzana.
d) No pasa nada porque el carburo de calcio flota.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:

$$CaC_2\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow C_2H_2\ (g) + Ca(OH)_2\ (aq)$$

Esta reacción es la que tiene lugar en las lámparas *Davy* de los mineros. El **gas** es el acetileno, C_2H_2.

La respuesta correcta es la **b**.

4.93. Cuando se mezclan disoluciones de NaOH y $Cu(NO_3)_2$, ¿qué volumen de disolución de $Cu(NO_3)_2$ 0,5 M se necesita para obtener 3 g de $Cu(OH)_2$ sólido?
a) 48,6 mL
b) 24,3 mL
c) 30,8 mL
d) 61,5 mL
(Datos. Masas atómicas relativas: Cu = 63,5; H = 1; O = 16)
(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$Cu(NO_3)_2\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Cu(OH)_2\ (s) + 2\ NaNO_3\ (aq)$$

Relacionando $Cu(OH)_2$ con $Cu(NO_3)_2$:

$$3\ g\ Cu(OH)_2 \frac{1\ mol\ Cu(OH)_2}{97,5\ g\ Cu(OH)_2} \frac{1\ mol\ Cu(NO_3)_2}{1\ mol\ Cu(OH)_2} = 0,0308\ mol\ Cu(NO_3)_2$$

$$0,0308\ mol\ Cu(NO_3)_2 \frac{10^3\ mL\ Cu(NO_3)_2\ 0,5\ M}{0,5\ mol\ Cu(NO_3)_2} = \mathbf{61,5\ mL\ Cu(NO_3)_2\ 0,5\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.94. Se utiliza una disolución de HNO_3 0,3 M para valorar 25,0 mL de disolución $Ba(OH)_2$ 0,25 M. ¿Cuántos mL de la disolución del ácido son necesarios?
a) 41,7 mL
b) 20,8 mL
c) 3,75 mL
d) 10,4 mL
(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$2\ HNO_3\ (aq) + Ba(OH)_2\ (aq) \longrightarrow Ba(NO_3)_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

Los mmol de $Ba(OH)_2$ neutralizados son:

$$25,0\ mL\ Ba(OH)_2\ 0,25\ M \frac{0,250\ mmol\ Ba(OH)_2}{1,0\ mL\ Ba(OH)_2\ 0,25\ M} = 6,25\ mmol\ Ba(OH)_2$$

Relacionando $Ba(OH)_2$ con HNO_3:

$$6,25\ mmol\ Ba(OH)_2 \frac{2\ mmol\ HNO_3}{1\ mmol\ Ba(OH)_2} \frac{1,0\ mL\ HNO_3\ 0,3\ M}{0,3\ mmol\ HNO_3} = \mathbf{41,7\ mL\ HNO_3\ 0,3\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.95. Indica cuál de las siguientes reacciones no es correcta:
a) $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
b) $H_2SO_4 + CaO \longrightarrow SO_2 + Ca(OH)_2 + H_2O$
c) $Ca_3N_2 + H_2O \longrightarrow NH_3 + Ca(OH)_2$
d) $NaCl + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + NO + H_2O + Cl_2$

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Correcta

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

Se trata de la reacción inversa de la de descomposición térmica del bicarbonato de calcio.

b) **Incorrecta**

$$H_2SO_4 + CaO \longrightarrow SO_2 + Ca(OH)_2 + H_2O$$

En esta reacción el H_2SO_4 se reduce a SO_2 mientras que no hay ninguna sustancia que se oxide.

c) Correcta

$$Ca_3N_2 + H_2O \longrightarrow NH_3 + Ca(OH)_2$$

Se trata de una reacción ácido-base entre el ion nitruro que capta protones (base) y el agua que los cede (ácido).

d) Correcta

$$NaCl + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + NO + H_2O + Cl_2$$

Se trata de una reacción de oxidación-reducción en la que el HNO_3 (oxidante) se reduce a NO y el Cl^- (reductor) que se oxida a Cl_2.

La respuesta correcta es la **b**.

4.96. ¿Cuál de los siguientes óxidos produce ácido nítrico cuando reacciona con agua?
a) NO
b) NO_2
c) N_2O_5
d) N_2O

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la reacción de N_2O_5 con H_2O es:

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\ HNO_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.97. Se quema con una cerilla un poco de alcohol en un plato hasta que no quede nada de líquido. Indica cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:
a) Los gases obtenidos continúan siendo alcohol, pero en estado gaseoso.
b) El alcohol es una mezcla de sustancias que se separan cuando pasa a vapor.
c) Los gases obtenidos son sustancias diferentes al alcohol que resultan de la combinación de éste con el oxígeno del aire.
d) El alcohol al quemarse desaparece, transformándose en energía, ya que aumenta la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 2006)

Suponiendo que el alcohol fuera el etanol, C_2H_5OH, la ecuación química ajustada correspondiente a su combustión sería:

$$C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

Como se observa, las sustancias que se obtienen, CO_2 (g) y H_2O (g), son el resultado de la combinación del O_2 atmosférico con el etanol.

La respuesta correcta es la **c**.

4.98. Una disolución constituida por 3,00 moles de HNO_3 y 2,00 moles de KOH, y agua suficiente hasta formar 800 mL de disolución, tendrá una concentración molar de iones:
a) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 7{\cdot}10^{-4}$ M
b) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 2{,}5$ M
c) $[H^+] = 1{,}25$ M $[NO_3^-] = 3{,}75$ M $[K^+] = 2{,}5$ M
d) $[H^+] = 1{,}25$ M $[NO_3^-] = [K^+] = 2{,}5$ M
(O.Q.L. Asturias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y KOH es:

$$HNO_3\ (aq) + KOH\ (aq) \longrightarrow KNO_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

Como la relación molar HNO_3/KOH es mayor que 1 quiere decir que sobra HNO_3 y que el **KOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de KNO_3 que se forma.

$$2\ \text{mol KOH}\ \frac{1\ \text{mol } HNO_3}{1\ \text{mol KOH}} = 2\ \text{mol } HNO_3$$

$$3\ \text{mol } HNO_3\ \text{(inicial)} - 2\ \text{mol } HNO_3\ \text{(gastado)} = 1\ \text{mol } HNO_3\ \text{(sobrante)}$$

$$2\ \text{mol KOH}\ \frac{1\ \text{mol } KNO_3}{1\ \text{mol KOH}} = 2\ \text{mol } KNO_3$$

Tanto HNO_3 como KNO_3 son electrólitos fuertes que en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones:

$$HNO_3\ (aq) \longrightarrow H^+\ (aq) + NO_3^-\ (l)$$

$$KNO_3\ (aq) \longrightarrow K^+\ (aq) + NO_3^-\ (l)$$

Las concentraciones molares de todas las especies iónicas resultantes de la reacción son:

$$[H^+] = \frac{1\ \text{mol } HNO_3}{800\ \text{mL disolución}}\ \frac{1\ \text{mol } H^+}{1\ \text{mol } HNO_3}\ \frac{1000\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 1{,}25\ \text{M}$$

$$[K^+] = \frac{2\ \text{mol } KNO_3}{800\ \text{mL disolución}}\ \frac{1\ \text{mol } K^+}{1\ \text{mol } KNO_3}\ \frac{1000\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 2{,}5\ \text{M}$$

$$[NO_3^-] = \frac{1\ \text{mol } HNO_3}{800\ \text{mL disolución}}\ \frac{1\ \text{mol } NO_3^-}{1\ \text{mol } HNO_3}\ \frac{1000\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} +$$

$$+ \frac{2\ \text{mol } KNO_3}{800\ \text{mL disolución}}\ \frac{1\ \text{mol } NO_3^-}{1\ \text{mol } KNO_3}\ \frac{1000\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 3{,}75\ \text{M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.99. La cantidad de blenda (ZnS) de una riqueza del 72% que hace falta para obtener 2 toneladas de ácido sulfúrico del 90%, sabiendo que en el proceso de tostación (indicado más abajo) hay un 40% de pérdidas de azufre en forma de SO_2, es:
a) 3,54 toneladas
b) 5,56 toneladas
c) 4,12 toneladas
d) 3,83 toneladas
e) 4,90 toneladas

Dato. Proceso de tostación:

$$2\ ZnS + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$$

$$2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

(Masas atómicas: S = 32,0; Zn = 65,4; O = 16,0 H = 1,0)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

El número de moles de H_2SO_4 a producir es:

$$2\ \text{t}\ H_2SO_4\ 90\% \frac{10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\%}{1\ \text{t}\ H_2SO_4\ 90\%}\ \frac{90\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 90\%}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 18367\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

La masa de blenda necesaria es:

$$18367\ \text{mol}\ H_2SO_4 \frac{1\ \text{mol ZnS}}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}\ \frac{97{,}4\ \text{g ZnS}}{1\ \text{mol ZnS}}\ \frac{100\ \text{g blenda}}{72\ \text{g ZnS}}\ \frac{1\ \text{t blenda}}{10^6\ \text{g blenda}} = 2{,}48\ \text{t blenda}$$

Como existen unas pérdidas del 40%, el rendimiento del proceso es el 60%:

$$2{,}48\ \text{t blenda} \frac{100\ \text{t blenda (teórico)}}{60\ \text{t blenda (real)}} = \mathbf{4{,}14\ t\ blenda}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.100. Tras mezclar carbonato de calcio y agua destilada y agitar, se observa:
a) Una disolución anaranjada (naranja de Cassius).
b) Que se desprende un gas incoloro no inflamable.
c) El desprendimiento de humos blancos densos.
d) Que se deposita un sólido blanco en el fondo del recipiente.

(O.Q.L. Murcia 2007)

No se produce ningún tipo de reacción por lo que hay que descartar la aparición de color y el desprendimiento de gases.

El carbonato de calcio es insoluble en agua y tal como se mezcla con ésta y se agita, aparece turbidez que desparece con el tiempo al precipitar el sólido de color blanco en el fondo del recipiente.

La respuesta correcta es la **d**.

4.101. Indica cuál de las siguientes disoluciones neutralizará exactamente 25 mL de una disolución 0,1 M de hidróxido de sodio:
a) 20 mL de ácido clorhídrico 2 M
b) 30 mL de ácido acético 1,5 M
c) 15 mL de ácido nítrico 2,5 M
d) 10 mL de ácido sulfúrico 1,25 M

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de mmoles de NaOH a neutralizar es:

$$25\ \text{mL NaOH 0,1 M}\,\frac{1\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,1 M}} = 25\ \text{mmol NaOH}$$

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCl es:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + H_2O\ \text{(l)}$$

Relacionando NaOH y disolución de HCl:

$$25\ \text{mmol NaOH}\,\frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}}\,\frac{1\ \text{mL HCl 2 M}}{2\ \text{mmol HCl}} = 12{,}5\ \text{mL HCl 2 M}$$

b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:

$$CH_3COOH\ \text{(aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow CH_3COONa\ \text{(aq)} + H_2O\ \text{(l)}$$

Relacionando NaOH y disolución de CH_3COOH:

$$25\ \text{mmol NaOH}\,\frac{1\ \text{mmol}\ CH_3COOH}{1\ \text{mmol NaOH}}\,\frac{1\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}5\ \text{M}}{1{,}5\ \text{mmol}\ CH_3COOH} = 16{,}7\ \text{mL}\ CH_3COOH\ 1{,}5\ \text{M}$$

c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HNO_3 es:

$$HNO_3\ \text{(aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow NaNO_3\ \text{(aq)} + H_2O\ \text{(l)}$$

Relacionando NaOH y disolución de HNO_3:

$$25\ \text{mmol NaOH}\,\frac{1\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mmol NaOH}}\,\frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 2{,}5\ \text{M}}{2{,}5\ \text{mmol}\ HNO_3} = 10\ \text{mL}\ HNO_3\ 1{,}5\ \text{M}$$

d) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4\ \text{(aq)} + 2\ \text{NaOH (aq)} \longrightarrow Na_2SO_4\ \text{(aq)} + 2\ H_2O\ \text{(l)}$$

Relacionando NaOH y disolución de H_2SO_4:

$$25\ \text{mmol NaOH}\,\frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}}\,\frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 1{,}25\ \text{M}}{1{,}25\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = \mathbf{10\ mL\ H_2SO_4\ 1{,}25\ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.102. Señala cuáles son los productos de reacción entre monohidrógenocarbonato de calcio y ácido clorhídrico:
a) $CaCl_2 + H_2CO_3 + Cl_2$
b) $CaCl_2 + H_2O + CO$
c) $CaCl_2 + H_2O + CO_2 + H_2$
d) $CaCl_2 + H_2O + CO_2$

(O.Q.L. Madrid 2007)

Se trata de una reacción ácido-base entre el ácido clorhídrico y el monohidrógeno carbonato de calcio, $Ca(HCO_3)_2$, que se comporta como base.

Estas reacciones son de doble desplazamiento por lo que se formarán cloruro de calcio y ácido carbónico. El ácido carbónico es un ácido inestable que se descompone en dióxido de carbono y agua. La ecuación química ajustada es:

$$\mathbf{2\ HCl\ (aq) + Ca(HCO_3)_2\ (s) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.103. Si se quema por completo una tonelada de las siguientes sustancias, ¿cuál emite menos dióxido de carbono a la atmósfera?
a) Metano
b) Carbón con una riqueza del 65%
c) Etanol
d) Acetileno
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)
(O.Q.L. Madrid 2007)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano, CH_4, es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1\ t\ CH_4 \frac{10^6\ g\ CH_4}{1\ t\ CH_4} \frac{1\ mol\ CH_4}{16\ g\ CH_4} \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CH_4} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \frac{1\ t\ CO_2}{10^6\ g\ CO_2} = 2{,}8\ t\ CO_2$$

b) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del carbón, C, es:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1\ t\ carbón \frac{65\ t\ C}{100\ t\ carbón} \frac{10^6\ g\ C}{1\ t\ C} \frac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \frac{1\ t\ CO_2}{10^6\ g\ CO_2} = 2{,}4\ t\ CO_2$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etanol, C_2H_5OH, es:

$$C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1\ t\ C_2H_5OH \frac{10^6\ g\ C_2H_5OH}{1\ t\ C_2H_5OH} \frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{46\ g\ C_2H_5OH} \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_5OH} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \frac{1\ t\ CO_2}{10^6\ g\ CO_2} = \mathbf{1{,}9\ t\ CO_2}$$

d) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno, C_2H_2, es:

$$2\ C_2H_2\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1\ t\ C_2H_2 \frac{10^6\ g\ C_2H_2}{1\ t\ C_2H_2} \frac{1\ mol\ C_2H_2}{26\ g\ C_2H_2} \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_2H_2} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \frac{1\ t\ CO_2}{10^6\ g\ CO_2} = 3{,}4\ t\ CO_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.104. Se disuelve una muestra de lentejas de sosa, NaOH, en 500,0 mL de H_2O. Se valora una porción de 100,0 mL de esta disolución y se necesitan 16,5 mL de HCl 0,050 M para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuántos moles de NaOH había presentes en la disolución inicial?
a) $4{,}125\cdot10^{-3}$ mol
b) $8{,}25\cdot10^{-3}$ mol
c) 0,825 mol
d) 0,4125 mol

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

El número de moles de NaOH que se consumen en la valoración es:

$$16{,}5\ \text{mL HCl } 0{,}050\ \text{M}\ \frac{0{,}050\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl } 0{,}050\ \text{M}}\ \frac{1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol HCl}} = 8{,}25\cdot10^{-4}\ \text{mol NaOH}$$

Suponiendo que al disolver el NaOH no se produce variación apreciable de volumen y relacionando los moles de NaOH contenidos en la aliquota con los que contiene toda la disolución:

$$500{,}0\ \text{mL NaOH}\ \frac{8{,}25\cdot10^{-4}\ \text{mol NaOH}}{\text{aliquota}}\ \frac{\text{aliquota}}{100{,}0\ \text{mL NaOH}} = \mathbf{4{,}125\cdot10^{-3}\ mol\ NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.105. Si 6,4 g de azufre reaccionan con 11,2 g de hierro para formar 17,6 g de sulfuro de hierro (II), ¿qué cantidad de FeS se formará a partir de 50 g de hierro y 50 g de azufre?
a) 100 g
b) 87,6 g
c) 137,2 g
d) 78,6 g

(O.Q.L. Asturias 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del FeS es:

$$\text{Fe (s)} + \text{S (s)} \longrightarrow \text{FeS (s)}$$

Las relaciones estequiométrica y másica inicial son, respectivamente:

$$\frac{11{,}2\ \text{g Fe}}{6{,}4\ \text{g S}} = 1{,}75 \qquad \frac{50\ \text{g Fe}}{50\ \text{g S}} = 1$$

Como se observa, la relación másica obtenida es menor que 1,75 lo que quiere decir que sobra S, por tanto **Fe es el reactivo limitante** que determina la cantidad de FeS formada:

$$50\ \text{g Fe}\ \frac{17{,}6\ \text{g FeS}}{11{,}2\ \text{g Fe}} = \mathbf{78{,}6\ g\ FeS}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.106. En la reacción, a temperatura ambiente:

$$CaCO_3 + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es VERDADERA?
a) Un mol de $CaCO_3$ produce un mol de H_2O.
b) Se producen 22,4 L de H_2O por mol de $CaCO_3$.
c) El oxígeno se reduce.
d) El hidrógeno se oxida.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la estequiometría de la reacción.

b) Falso. A temperatura ambiente el H_2O que se forma es líquida.

c-d) Falso. Se trata de una reacción ácido-base, en la que el HCl es el ácido y el CO_3^{2-} es la base.

La respuesta correcta es la **a**.

4.107. Una muestra de 0,1131 g del sulfato MSO_4 reacciona con $BaCl_2$ en exceso, produciendo 0,2193 g de $BaSO_4$. ¿Cuál es la masa atómica relativa de M?
a) 23,1
b) 24,3
c) 27,0
d) 39,2
e) 40,6

(Datos. Masas atómicas relativas: Ba = 137,3; S = 32; O = 16)

(O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando $BaSO_4$ con MSO_4:

$$0{,}2193\ \text{g BaSO}_4 \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{233{,}3\ \text{g BaSO}_4} \frac{1\ \text{mol MSO}_4}{1\ \text{mol BaSO}_4} \frac{(96+x)\ \text{g MSO}_4}{1\ \text{mol MSO}_4} = 0{,}1131\ \text{g MSO}_4$$

Se obtiene, **x = 24,3 g**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.108. El mineral bauxita (donde el 50% en masa es Al_2O_3) se utiliza para la obtención de aluminio según la siguiente reacción sin ajustar:

$$Al_2O_3 + C \rightarrow Al + CO_2.$$

Indica la cantidad de mineral que hace falta para obtener 27 g de aluminio:
a) 7 g
b) 28,6 g
c) 102 g
d) 51 g

(Masas atómicas: Al = 27; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$2\ \text{Al}_2\text{O}_3\ (s) + 3\ \text{C}\ (s) \longrightarrow 4\ \text{Al}\ (s) + 3\ \text{CO}_2\ (g)$$

Relacionando Al con bauxita:

$$27\ \text{g Al} \frac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}} \frac{2\ \text{mol Al}_2\text{O}_3}{4\ \text{mol Al}} \frac{102\ \text{g Al}_2\text{O}_3}{1\ \text{mol Al}_2\text{O}_3} \frac{100\ \text{g bauxita}}{50\ \text{g Al}_2\text{O}_3} = \mathbf{102\ g\ bauxita}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.109. Si se añaden unas pocas partículas de carbonato de calcio a una disolución diluida de ácido clorhídrico:
a) Flotarán.
b) Se desprenderán burbujas.
c) Se irán al fondo.
d) La disolución virará al amarillo pálido.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Como se observa en esta reacción se forma un **gas (CO_2),** por tanto, se observará el desprendimiento de **burbujas**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.110. La cantidad de agua que se obtendrá al provocar la combustión completa de 8 g de metano es:
a) 8 g
b) 9 g
c) 18 g
d) 19 g
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando CH_4 con H_2O:

$$8\ g\ CH_4 \frac{1\ mol\ CH_4}{16\ g\ CH_4} \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ CH_4} \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = \mathbf{18\ g\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.111. ¿Cuáles de las siguientes propiedades del aluminio es una propiedad química?
a) Densidad = 2,7 g/cm^3.
b) Reacciona con el oxígeno para dar un óxido metálico.
c) Punto de fusión = 660°C.
d) Buen conductor de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La densidad, el punto de fusión y la conductividad eléctrica son propiedades físicas.

La reactividad química, en este caso, con el O_2 es una propiedad química

La respuesta correcta es la **b**.

4.112. Señala si alguno de los siguientes procesos puede darse como químico:
a) Fusión del hierro.
b) Combustión de la gasolina.
c) Congelación del agua.
d) Disolución de azúcar en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La fusión del hierro, congelación del agua y disolución del azúcar en agua son cambios físicos, que sólo llevan a un estado diferente de agregación.

La combustión de la gasolina es un cambio químico, ya que las sustancias finales del proceso son diferentes de las iniciales.

La respuesta correcta es la **b**.

4.113. Calcula el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se obtiene cuando se añade un exceso de disolución de ácido sulfúrico del 98% y densidad 1,8 g/mL a 5 g de cobre con formación de una sal cúprica.
a) 0,88 L
b) 3,52 L
c) 1,76 L
d) No se puede saber sin conocer el volumen de ácido sulfúrico.
(Masas atómicas. Cu = 63,5, S = 32,1; O = 16; H = 1)
(O.Q.L. Baleares 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cu y H_2SO_4 es:

$$2\ H_2SO_4\ (aq) + Cu\ (s) \longrightarrow CuSO_4\ (aq) + SO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Como se observa, no se desprende H_2 en esta reacción ya que el cobre ($E°_{Cu^{2+}/Cu}$) = 0,34 V no es capaz de reducir a los iones H^+ procedentes del H_2SO_4 ($E°_{H^+/H_2}$) = 0 V.

No hay ninguna respuesta correcta.

4.114. Los vehículos espaciales utilizan normalmente para su propulsión un sistema de combustible/oxidante formado por N,N-dimetilhidracina, $(CH_3)_2NNH_2$, y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4, líquidos. Si se mezclan cantidades estequiométricas de estos componentes, se producen únicamente N_2, CO_2 y H_2O en fase gas. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen a partir de 1 mol de $(CH_3)_2NNH_2$?
a) 1
b) 2
c) 4
d) 8
(O.Q.L. Madrid 2008)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa, si el reactivo $(CH_3)_2NNH_2$ contiene 2 moles de C, por cada mol de esta sustancia se obtendrán **2 moles de CO_2**.

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción dada es:

$$(CH_3)_2NNH_2\ (l) + 2\ N_2O_4\ (l) \longrightarrow 3\ N_2\ (g) + 2\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.115. Cuando se calientan 50,0 g de $NaHSO_3$ (s) se produce la reacción:

$$NaHSO_3\ (s) \longrightarrow Na_2SO_3\ (s) + SO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

Se recogen los gases en un recipiente de 5,0 L a 150°C. La presión parcial del SO_2 será:
a) 1,67 atm
b) 3,34 atm
c) 0,834 atm
d) 0,591 atm
(Datos. O = 16; H = 1; S = 32; Na = 23. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})
(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$2\ NaHSO_3\ (s) \longrightarrow Na_2SO_3\ (s) + SO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

El número de moles de SO_2 obtenidos es:

$$50\ g\ NaHSO_3 \frac{1\ mol\ NaHSO_3}{104\ g\ NaHSO_3} \frac{1\ mol\ SO_2}{2\ mol\ NaHSO_3} = 0{,}24\ mol\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el gas es:

$$p = \frac{0{,}24\ mol\ (0{,}082\ atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1})\ (150{+}273)\ K}{5\ L} = \mathbf{1{,}67\ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.116. Si se hacen reaccionar de forma completa 14,0 g de H_2 y 10,0 g de O_2, después de la reacción quedarán en el recipiente:
a) H_2 y O_2
b) H_2 y H_2O
c) O_2 y H_2O
d) Solamente H_2O

(Masas atómicas. O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

La relación molar es:

$$\frac{14\ g\ H_2}{10\ g\ O_2} \frac{1\ mol\ H_2}{2\ g\ H_2} \frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = 22{,}4$$

La relación molar es mayor que 2, lo que quiere decir que **sobra H_2** y que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de **H_2O** que queda al **final** de la reacción.

La respuesta correcta es la **b**.

4.117. Se hacen reaccionar 10 g de cinc con ácido sulfúrico en exceso. Calcula el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mmHg.
a) 5,3 L
b) 7,0 L
c) 3,8 L
d) 4,5 L

(Datos. Zn = 65,4. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$H_2SO_4\ (aq) + Zn\ (s) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + H_2\ (g)$$

El número de moles de H_2 obtenidos es:

$$10\ g\ Zn \frac{1\ mol\ Zn}{65{,}4\ g\ Zn} \frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn} = 0{,}15\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}15 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (25+273) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{3{,}8\ L}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.118. Se mezclan 250 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,5 M con 300 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,2 M. Indica que se debería hacer para neutralizar la disolución resultante:
a) Añadir 12,5 mL de ácido sulfúrico 0,2 M
b) Añadir 5,8 mL de ácido sulfúrico 0,2 M
c) Añadir 6,8 mL de hidróxido de sodio 0,5 M
d) Añadir 14,6 mL de hidróxido de sodio 0,5 M
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4 \text{ (aq)} + 2 \text{ NaOH (aq)} \longrightarrow Na_2SO_4 \text{ (aq)} + 2 \text{ } H_2O \text{ (l)}$$

El número de mmoles de reactivos a neutralizar es:

$$\left.\begin{array}{l} 250 \text{ mL NaOH } 0{,}5 \text{ M} \dfrac{0{,}5 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0{,}1 \text{ M}} = 125 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 0{,}2 \text{ M} \dfrac{0{,}2 \text{ mmol } H_2SO_4}{1 \text{ mL } H_2SO_4} = 60 \text{ mmol } H_2SO_4 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{60 \text{ mmol } H_2SO_4} = 2{,}1$$

Como la relación molar es mayor que 2, quiere decir que **sobra NaOH** y que es preciso añadir H_2SO_4 para conseguir la completa neutralización del reactivo sobrante.

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$60 \text{ mmol } H_2SO_4 \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL } H_2SO_4} = 120 \text{ mmol NaOH}$$

125 mmol NaOH (inicial) – 120 mmol NaOH (gastado) = 5 mmol NaOH (sobrante)

El volumen de disolución de H_2SO_4 0,2 M a añadir es:

$$5 \text{ mmol NaOH} \frac{1 \text{ mmol } H_2SO_4}{2 \text{ mmol NaOH}} \frac{1 \text{ mL } H_2SO_4 \text{ } 0{,}2 \text{ M}}{0{,}2 \text{ mmol } H_2SO_4} = \mathbf{12{,}5\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}2\ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.119. Una sosa cáustica comercial contiene hidróxido de sodio e impurezas que no tienen carácter ácido-base. Se disuelven 25,06 g sosa cáustica comercial en agua hasta obtener un volumen total de 1 L de disolución. Se valoran 10 mL de esta disolución y se gastan 11,45 mL de ácido clorhídrico 0,5 M. Calcula el porcentaje en masa de hidróxido de sodio puro que contiene la sosa cáustica comercial.
a) 98,35%
b) 75,65%
c) 91,38%
d) 100%
(Datos. O = 16; H = 1; Na = 23)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$HCl\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaCl\ (aq) + H_2O\ (l)$$

La masa de NaOH que se consume en la valoración es:

$$11{,}45\ \text{mL HCl 0,5 M}\ \frac{0{,}5\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl 0,5 M}}\ \frac{1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol HCl}}\ \frac{40\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 0{,}229\ \text{g NaOH}$$

Relacionando la masa de NaOH contenida en la aliquota con la que contiene toda la disolución:

$$1000\ \text{mL disolución}\ \frac{0{,}229\ \text{g NaOH}}{\text{aliquota}}\ \frac{\text{aliquota}}{10\ \text{mL NaOH}} = 22{,}9\ \text{g NaOH}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{22{,}9\ \text{g NaOH}}{25{,}06\ \text{g sosa}}\ 100 = \mathbf{91{,}38\%\ NaOH}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.120. Si se hacen reaccionar 7,5 moles de Cl_2 y 6 moles de Al para formar $AlCl_3$, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El reactivo limitante es el Al.
b) Sobra un átomo de Al.
c) Sobra un mol de Cl_2.
d) Se formarán como máximo 5 moles de $AlCl_3$.
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl_2 y Al es:

$$3\ Cl_2\ (g) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (s)$$

a-c) Falso. La relación molar

$$\frac{7{,}5\ \text{mol}\ Cl_2}{6\ \text{mol Al}} = 1{,}25$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra Al y que **Cl_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de $AlCl_3$ formado.

b) Falso. La cantidad es muy pequeña, resulta absurdo.

d) **Verdadero**.

$$7{,}5\ \text{mol}\ Cl_2\ \frac{2\ \text{mol}\ AlCl_3}{3\ \text{mol}\ Cl_2} = 5\ \text{mol}\ AlCl_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.121. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de NaOH neutralizaría totalmente 10 mL de una disolución H_2SO_4 0,15 M?
a) 10 mL de disolución 0,15 M
b) 20 mL de disolución 0,10 M
c) 10 mL de disolución 0,30 M
d) 5 mL de disolución 0,30 M
(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

El número de mmoles de H_2SO_4 a neutralizar es:

$$10\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}15\ M\ \frac{0{,}15\ mmol\ H_2SO_4}{1\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}15\ M} = 1{,}5\ mmol\ H_2SO_4$$

El número de mmoles de NaOH necesarios para neutralizar el H_2SO_4 es:

$$1{,}5\ mmol\ H_2SO_4\ \frac{2\ mmol\ NaOH}{1\ mmol\ H_2SO_4} = 3{,}0\ mmol\ NaOH$$

El número de mmoles de NaOH contenidos en cada una de las disoluciones propuestas es:

a) 10 mL de disolución 0,15 M

$$10\ mL\ NaOH\ 0{,}15\ M\ \frac{0{,}15\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}15\ M} = 1{,}5\ mmol\ NaOH$$

b) 20 mL de disolución 0,10 M

$$20\ mL\ NaOH\ 0{,}10\ M\ \frac{0{,}10\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}10\ M} = 2{,}0\ mmol\ NaOH$$

c) 10 mL de disolución 0,30 M

$$10\ mL\ NaOH\ 0{,}30\ M\ \frac{0{,}30\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}30\ M} = \mathbf{3{,}0\ mmol\ NaOH}$$

d) 10 mL de disolución 0,30 M

$$5\ mL\ NaOH\ 0{,}30\ M\ \frac{0{,}30\ mmol\ NaOH}{1\ mL\ NaOH\ 0{,}30\ M} = 1{,}5\ mmol\ NaOH$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.122. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar cuando reaccionan 3 moles de hidrógeno molecular diatómico con 1 mol de oxígeno molecular diatómico?
a) 1 mol de agua
b) 2 moles de agua
c) 3 moles de agua
d) 4 moles de agua

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (s) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

La relación molar es:

$$\frac{3\ mol\ H_2}{1\ mol\ O_2} = 3$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 y que **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2O formada.

Relacionando O_2 con H_2O:

$$1\ mol\ O_2\ \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ O_2} = \mathbf{2\ mol\ H_2O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.123. Se utiliza una disolución de $HClO_4$ 0,25 M para valorar 20 mL de una disolución de $Ca(OH)_2$ por 0,3 M. ¿Cuántos mL son necesarios para la valoración?
a) 24 mL
b) 15 mL
c) 48 mL
d) 3 mL

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre $HClO_4$ y $Ca(OH)_2$ es:

$$2\ HClO_4\ (aq) + Ca(OH)_2\ (aq) \longrightarrow Ca(ClO_4)_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando mmoles de $Ca(OH)_2$ con $HClO_4$ es:

$$20\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}3\ M \frac{0{,}3\ mmol\ Ca(OH)_2}{1\ mL\ Ca(OH)_2\ 0{,}3\ M} \frac{2\ mmol\ HClO_4}{1\ mmol\ Ca(OH)_2} = 12\ mmol\ HClO_4$$

$$12\ mmol\ HClO_4 \frac{1\ mL\ HClO_4\ 0{,}25\ M}{0{,}25\ mmol\ HClO_4} = \mathbf{48\ mL\ HClO_4\ 0{,}25\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.124. La reacción:

$$MnCl_2 + 2\ HNO_3 \longrightarrow 2\ HCl + Mn(NO_3)_2$$

es una reacción de:
a) Precipitación
b) Ácido-base de desplazamiento
c) Redox
d) Ácido-base de neutralización.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Falso. No se trata de una reacción de precipitación ya que se forma ninguna sustancia sólida. Sería necesaria que el enunciado proporcionara los estados de agregación de todas las sustancias.

b) **Verdadero**. Se trata de una reacción de desplazamiento ya que el ácido más fuerte, HNO_3, desplaza al más débil, HCl, de sus combinaciones.

c) Falso. No se trata de una reacción redox ya que ningún elemento de los reactivos cambia su número de oxidación.

d) Falso. No se trata de una reacción de neutralización ya que los dos ácidos que aparecen son fuertes.

La respuesta correcta es la **b**.

4.125. ¿Cuántos gramos de H_2 (g) se producen al hacer reaccionar 2,50 g de Al con 100 mL de disolución de HCl 2,00 M?
a) 0,20 g
b) 0,10 g
c) 0,28 g
d) $6{,}67\cdot10^{-2}$ g
e) $9{,}26\cdot10^{-2}$ g

(Masa atómica: Al = 27)

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Al es:

$$2\ \text{Al (s)} + 6\ \text{HCl (aq)} \longrightarrow 2\ \text{AlCl}_3\ \text{(aq)} + 3\ \text{H}_2\ \text{(g)}$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 2{,}50\ \text{g Al}\dfrac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}} = 0{,}093\ \text{mol Al} \\ \\ 100\ \text{mL HCl 2 M}\dfrac{2\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl 2 M}} = 0{,}2\ \text{mol HCl} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{0{,}2\ \text{mol HCl}}{0{,}093\ \text{mol Al}} = 2{,}2$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra Al, por lo que **HCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2 formado:

$$0{,}2\ \text{mol HCl}\frac{3\ \text{mol H}_2}{6\ \text{mol HCl}}\frac{2\ \text{g H}_2}{1\ \text{mol H}_2} = \mathbf{0{,}20\ g\ H_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.126. El ciclohexanol, $C_6H_{11}OH$ (l), calentado con ácido sulfúrico o fosfórico, se transforma en ciclohexeno, C_6H_{10} (l). Si a partir de 75,0 g de ciclohexanol se obtienen 25,0 g de ciclohexeno, de acuerdo con la siguiente reacción:

$$C_6H_{11}OH\ (l) \longrightarrow C_6H_{10}\ (l) + H_2O\ (l)$$

¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
a) 25,0%
b) 82,0%
c) 75,5%
d) 40,6%
e) 33,3%
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Ávila 2009)

La masa de C_6H_{10} que se debería obtener a partir de 75 g de $C_6H_{11}OH$ es:

$$75\ \text{g C}_6\text{H}_{11}\text{OH}\frac{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}{100\ \text{g C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}\frac{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{10}}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}\frac{82\ \text{g C}_6\text{H}_{10}}{1\ \text{mol C}_6\text{H}_{10}} = 61{,}5\ \text{g C}_6\text{H}_{10}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{25{,}0\ \text{g C}_6\text{H}_{10}\ \text{(real)}}{61{,}5\ \text{g C}_6\text{H}_{10}\ \text{(teórico)}}100 = \mathbf{40{,}6\%}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.127. ¿Qué volumen de H_2SO_4 0,50 M es necesario para neutralizar 25,0 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,025 M?
a) 0,312 mL
b) 0,625 mL
c) 1,25 mL
d) 2,50 mL
e) 25,0 mL

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$\text{H}_2\text{SO}_4\ \text{(aq)} + 2\ \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4\ \text{(aq)} + 2\ \text{H}_2\text{O (l)}$$

Relacionando mmoles de NaOH con H_2SO_4 es:

$$25\ \text{mL NaOH 0,025 M}\ \frac{0{,}025\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH 0,025 M}}\ \frac{1\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol NaOH}} = 0{,}3125\ \text{mmol}\ H_2SO_4$$

$$0{,}3125\ \text{mmol}\ H_2SO_4\ \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 0{,}50\ \text{M}}{0{,}50\ \text{mmol}\ H_2SO_4} = \mathbf{0{,}625\ mL\ H_2SO_4\ 0{,}50\ M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.128. Dada la reacción sin ajustar:

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

¿Cuál será la suma de los coeficientes cuando esté completamente ajustada?
a) 9
b) 7
c) 5
d) 4

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada es:

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

La suma de los coeficientes estequiométricos es **9**.

La respuesta correcta es la **a**.

4.129. Dada la reacción sin ajustar:

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

¿Cuál es la cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar completamente con 1 mol de CH_4?
a) 2 moles
b) 2 átomos
c) 2 gramos
d) 2 moléculas

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Reacciona 1 mol de CH_4 con **2 moles** de O_2.

La respuesta correcta es la **a**.

4.130. 100 mL de Na_2S 0,1 M de sulfuro de sodio reaccionan con un volumen (V) de disolución de $AgNO_3$ 0,1 M para formar Ag_2S. Señale el valor de V para este proceso:
a) 100 mL
b) 50 mL
c) 200 mL
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $AgNO_3$ y Na_2S es:

$$2\ AgNO_3\ (aq) + Na_2S\ (aq) \longrightarrow 2\ NaNO_3\ (aq) + Ag_2S\ (s)$$

El número de mmoles de Na_2S es:

$$100\ \text{mL Na}_2\text{S } 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mmol Na}_2\text{S}}{1\ \text{mL Na}_2\text{S } 0{,}1\ \text{M}} = 10\ \text{mmol Na}_2\text{S}$$

Relacionando Na_2S con $AgNO_3$ es:

$$10\ \text{mmol Na}_2\text{S}\ \frac{2\ \text{mmol AgNO}_3}{1\ \text{mmol Na}_2\text{S}}\ \frac{1\ \text{mL AgNO}_3\ 0{,}1\ \text{M}}{0{,}1\ \text{mmol AgNO}_3} = \mathbf{200\ mL\ AgNO_3\ 0{,}1\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.131. Cuando se mezcla una disolución de cloruro de sodio con otra de nitrato de plata:
a) Aparece un precipitado blanco.
b) Se desprende un gas verdoso muy irritante.
c) La disolución toma un color rojo púrpura.
d) El vaso se calienta mucho.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCl y $AgNO_3$ es:

$$\text{NaCl (aq)} + \text{AgNO}_3\ \text{(aq)} \longrightarrow \text{AgCl (s)} + \text{NaNO}_3\ \text{(aq)}$$

Como se observa en esta reacción se forma un **precipitado de color blanco** de AgCl.

La respuesta correcta es la **a**.

4.132. Si se mezcla un volumen de disolución 0,2 molar de ácido clorhídrico con el mismo volumen de disolución 0,2 M de hidróxido de sodio, la disolución resultante es:
a) 0,2 molar en cloruro de sodio
b) 0,1 molar en ácido clorhídrico
c) 0,1 molar en hidróxido de sodio
d) 0,0000001 molar en H_3O^{+}+.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

Como se hacen reaccionar volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración y como la estequiometría es 1:1, se trata de cantidades estequiométricas y los reactivos se consumen completamente.

El número de moles de producto formado será el mismo que el de los reactivos, pero como el volumen final de disolución es el doble, la concentración de la disolución de NaCl formado será la mitad, en este caso **0,1 M**.

Ninguna de las respuestas dadas es correcta.

4.133. Se mezcla la misma cantidad de masa de yodo y de cinc, reaccionando ambos para dar yoduro de cinc. El exceso de cinc será:
a) 61%
b) 74,2%
c) 25,7%
d) 39%

(Masas atómicas: I = 127; Zn = 65,4)

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2 y Zn es:

$$I_2\ (s) + Zn\ (s) \longrightarrow ZnI_2\ (s)$$

Partiendo de 100 g de cada elemento:

$$100\ g\ I_2 \frac{1\ mol\ I_2}{254\ g\ I_2} \frac{1\ mol\ Zn}{1\ mol\ I_2} \frac{65,4\ g\ Zn}{1\ mol\ Zn} = 25,7\ g\ Zn$$

La cantidad de Zn en exceso es:

100 g Zn (inicial) – 25,7 g Zn (reaccionado) = **74,2 g Zn (exceso)**

Como se ha partido de 100 g de Zn, **la cantidad en exceso coincide con el porcentaje**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.134. El CO_2 que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según el proceso:

$$CO_2 + 2\ KOH \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

¿Cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1 kg de KOH?
a) 0,393 kg
b) 0,786 kg
c) 0,636 kg
d) 0,500 kg
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39,1; H = 1)

(O.Q.L. Madrid 2009)

Relacionando CO_2 con KOH:

$$1\ kg\ KOH \frac{10^3\ g\ KOH}{1\ kg\ KOH} \frac{1\ mol\ KOH}{56,1\ g\ KOH} \frac{1\ mol\ CO_2}{2\ mol\ KOH} \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \frac{1\ kg\ CO_2}{10^3\ g\ CO_2} = \mathbf{0,392\ kg\ CO_2}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.135. La reacción entre el ácido nítrico y la plata metálica es:
a) Transferencia protónica
b) Transferencia electrónica
c) Hidrólisis
d) Precipitación

(O.Q.L. Madrid 2009)

En la reacción entre un ácido, HNO_3, y un metal, Ag, siempre se forma la sal de ambas sustancias, $AgNO_3$. Como se observa:

$$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-\ \text{(oxidación)}$$

Se trata de una transferencia electrónica.

La respuesta correcta es la **b**.

4.136. Una muestra de 0,243 g de magnesio reacciona con 0,250 g de nitrógeno dando nitruro de magnesio. Después de la reacción quedan 0,159 g de nitrógeno, ¿qué masa de nitruro de magnesio de ha formado?
a) 0,402 g
b) 0,334 g
c) 0,091 g
d) 0,652 g

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa:

$$m_{Mg} \text{ (inicial)} + (m_{N} \text{ (inicial)} - m_{N} \text{ (sobrante)} = m_{\text{nitruro de magnesio}} \text{ (formado)}$$

Sustituyendo:

$$m_{\text{nitruro de magnesio}} \text{ (formado)} = 0{,}243 \text{ g} + (0{,}250 \text{ g} - 0{,}159 \text{ g}) = \mathbf{0{,}334 \ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.137. En la prueba de un motor, la combustión de 1 L (690 g) de octano en determinadas condiciones, produce 1,5 kg de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?
a) 35,2%
b) 65,5%
c) 94,0%
d) 69,0%
e) 70,4%
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)
(O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:

$$2 \ C_8H_{18} \text{ (g)} + 25 \ O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 16 \ CO_2 \text{ (g)} + 18 \ H_2O \text{ (l)}$$

La masa de CO_2 que se debe obtener es:

$$690 \text{ g } C_8H_{18} \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} \frac{16 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 2131 \text{ g } CO_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{1500 \text{ g } CO_2 \text{ (real)}}{2131 \text{ g } CO_2 \text{ (teórico)}} 100 = \mathbf{70{,}4\%}$$

La respuesta correcta es la **e**.

4.138. Se hace reaccionar un trozo de tiza con 6,5 g de HCl (aq) diluido y se producen 2,3 g de CO_2 (g). Sabiendo que el $CaCO_3$ es el único componente de la tiza que reacciona con el HCl, ¿cuál es el porcentaje en masa de $CaCO_3$ que contiene la tiza?
a) 15,6%
b) 80,4%
c) 40,2%
d) 31,1%
e) 62,2%
(Masas atómicas: C = 12; Ca = 40; O = 16)
(O.Q.N. Sevilla 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:

$$CaCO_3 \text{ (s)} + 2 \ HCl \text{ (aq)} \longrightarrow CaCl_2 \text{ (aq)} + CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

La masa de $CaCO_3$ que contiene la tiza es:

$$2{,}3 \text{ g } CO_2 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 5{,}23 \text{ g } CaCO_3$$

Expresado en forma de porcentaje:

$$\frac{5{,}23\text{ g }CaCO_3}{6{,}5\text{ g tiza}}100 = \mathbf{80{,}4\%}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.139. El sulfato de sodio se obtiene por reacción entre:
a) $MnSO_3$ (s) y NaBr (aq)
b) H_2SO_4 (l) y NaCl (s)
c) $NaHSO_4$ (s) y H_2O (l)
d) SO_2 (g) y NaOH (s)

(O.Q.L. Murcia 2010)

Se trata de una reacción de desplazamiento ya que el ácido más fuerte, H_2SO_4, desplaza al más débil, HCl, de sus combinaciones. La ecuación química ajustada correspondiente a la **reacción entre H_2SO_4 y NaCl** es:

$$H_2SO_4\text{ (l)} + 2\text{ NaCl (s)} \longrightarrow Na_2SO_4\text{ (aq)} + 2\text{ HCl (g)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.140. Si se calcina 1,6 g de una mezcla de clorato de potasio y clorato de sodio, queda un residuo sólido de cloruro de potasio y cloruro de sodio de 0,923 g. ¿Cuál es el porcentaje de clorato de potasio de la muestra inicial?
a) 75%
b) 25%
c) 45%
d) 20%
(Masas atómicas: Cl = 35,5; O = 16; K = 39,1; Na = 23)

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de las sales son:

$$2\text{ }KClO_3\text{ (s)} \longrightarrow 2\text{ KCl (s)} + 3\text{ }O_2\text{ (g)}$$

$$2\text{ }NaClO_3\text{ (s)} \longrightarrow 2\text{ NaCl (s)} + 3\text{ }O_2\text{ (g)}$$

Llamando x e y a las masas de $KClO_3$ y $NaClO_3$, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ g }KClO_3 + y\text{ g }NaClO_3 = 1{,}6\text{ g mezcla}$$

$$x\text{ g }KClO_3\frac{1\text{ mol }KClO_3}{122{,}6\text{ g }KClO_3}\,\frac{1\text{ mol KCl}}{1\text{ mol }KClO_3}\,\frac{74{,}6\text{ g KCl}}{1\text{ mol KCl}} +$$

$$+\,y\text{ g }NaClO_3\frac{1\text{ mol }NaClO_3}{106{,}5\text{ g }NaClO_3}\,\frac{1\text{ mol NaCl}}{1\text{ mol }NaClO_3}\,\frac{58{,}5\text{ g NaCl}}{1\text{ mol NaCl}} = 0{,}923\text{ g residuo}$$

Resolviendo el sistema formado por estas ecuaciones se obtiene:

$$x = 0{,}72\text{ g }KClO_3$$

El porcentaje en masa en la mezcla es:

$$\frac{0{,}72\text{ g }KClO_3}{1{,}6\text{ g mezcla}}100 = \mathbf{45\%\ KClO_3}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.141. ¿Cuál las siguientes reacciones químicas no representa un peligro para la atmósfera terrestre?
a) $2\ Fe + 3/2\ O_2 \longrightarrow Fe_2O_3\ (s)$
b) $C + O_2 \longrightarrow CO_2\ (g)$
c) $C + ½\ O_2 \longrightarrow CO\ (g)$
d) $2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)$

(O.Q.L. Madrid 2010)

a) Verdadero. Se forma un sólido que no puede contaminar la atmósfera.

b) Falso. Se forma CO_2 (g) que contribuye al efecto invernadero.

c) Falso. Se forma CO (g) que es tóxico.

d) Falso. Se forma H_2O (g) que contribuye al efecto invernadero.

La respuesta correcta es la **a**.

4.142. Una muestra de 0,738 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$ *reacciona con* $BaCl_2$ *en exceso, produciendo 1,511 g de* $BaSO_4$*. ¿Cuál es la masa atómica M?*
a) 26,94 g/mol
b) 269,4 g/mol
c) 17,83 g/mol
d) 21,01 g/mol
(Datos. Masas atómicas relativas: Ba = 137,3; S = 32; O = 16)

(O.Q.L. Madrid 2010)

Relacionando $BaSO_4$ con $M_2(SO_4)_3$:

$$1{,}511\ \text{g BaSO}_4 \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{233{,}3\ \text{g BaSO}_4} \frac{1\ \text{mol M}_2(\text{SO}_4)_3}{3\ \text{mol BaSO}_4} \frac{(3\cdot 96+2x)\ \text{g M}_2(\text{SO}_4)_3}{1\ \text{mol M}_2(\text{SO}_4)_3} = 0{,}738\ \text{g M}_2(\text{SO}_4)_3$$

Se obtiene, **x = 26,92 g**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

4.143. Cuando se hacen reaccionar 10 g de dihidrógeno y 10 g de dioxígeno se obtienen:
a) Un mol de agua
b) 20 g de agua
c) 30 g de agua
d) $3{,}76\cdot 10^{23}$ *moléculas de agua*
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 10\ \text{g H}_2 \dfrac{1\ \text{mol H}_2}{2\ \text{g H}_2} = 5{,}0\ \text{mol H}_2 \\ \\ 10\ \text{g O}_2 \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32\ \text{g O}_2} = 0{,}31\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{5{,}0\ \text{mol H}_2}{0{,}31\ \text{mol O}_2} = 16$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2, por lo que **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2O formada:

$$0{,}31 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} = 0{,}62 \text{ mol } H_2O$$

$$0{,}62 \text{ mol } H_2O \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 11{,}2 \text{ g } H_2O$$

$$0{,}62 \text{ mol } H_2O \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{0{,}62 \text{ mol } H_2O} = \mathbf{3{,}76 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997, Baleares 2007 y Madrid 2010).

4.144. Para la reacción:

$$2\,X + 3\,Y \longrightarrow 3\,Z$$

la combinación de 2,00 moles de X con 2,00 moles de Y produce 1,75 moles de Z. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción en %?
a) 43,8%
b) 58,3%
c) 66,7%
d) 87,5%

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La relación molar es:

$$\frac{2{,}00 \text{ mol Y}}{2{,}00 \text{ mol X}} = 1$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra X, por lo que **Y es el reactivo limitante** que determina la cantidad de Z formada:

$$2{,}00 \text{ mol Y} \frac{3 \text{ mol Z}}{3 \text{ mol Y}} = 2{,}00 \text{ mol Z}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1{,}75 \text{ mol Z (real)}}{2{,}00 \text{ mol Z (teórico)}} 100 = \mathbf{87{,}5\%}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.145. ¿Cuántos moles de O_2 (g) se producen por descomposición de 245 g de clorato de potasio?

$$2\,KClO_3\,(s) \longrightarrow 2\,KCl\,(s) + 3\,O_2\,(g)$$

a) 1,50
b) 2,00
c) 2,50
d) 3,00
(Masa molar $KClO_3$ = 122,6 $g \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Relacionando $KClO_3$ y O_2:

$$245 \text{ g } KClO_3 \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{122{,}6 \text{ g } KClO_3} \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3} = \mathbf{3{,}00 \text{ mol } O_2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.146. En una reacción química:
a) La masa total de las sustancias permanece invariable.
b) El número total de átomos de cada elemento varía.
c) El número atómico de los elementos que intervienen en la reacción se modifica durante la misma.
d) La masa de las sustancias depende del método de preparación.
(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, la masa total de las sustancias permanece invariable.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

4.147. El hidrógeno y el oxígeno se encuentran formando H_2O en la relación en peso 1/8. Si se prepara una reacción entre 0,18 g de hidrógeno y 0,18 g de oxígeno:
a) Parte del oxígeno quedará sin reaccionar.
b) Parte del hidrógeno quedará sin reaccionar.
c) Todo el hidrógeno quedará sin reaccionar.
d) Todo el hidrógeno reaccionará con el oxígeno.
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La relación másica que se tiene es:

$$\frac{0{,}18\ \text{g}\ O_2}{0{,}18\ \text{g}\ H_2} = 1$$

Como la relación másica es < 8 quiere decir que **sobra H_2**, por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O formada.

La respuesta correcta es la **b**.

4.148. Una muestra de 0,32126 g de ácido malónico, $H_4C_3O_4$, requiere 26,21 mL de una disolución de NaOH (aq) para llevar a cabo de forma completa la síntesis de $Na_2H_2C_3O_4$ y H_2O. ¿Cuál es la molaridad del NaOH (aq)?
a) 0,2649 M
b) 3,7512 M
c) 0,3751 M
d) 2,6490 M
(Masas atómicas: H = 1; O = 16; C = 12)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre el ácido malónico, ácido dicarboxílico, $H_4C_3O_4$, y NaOH es:

$$H_4C_3O_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2H_2C_3O_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

El número de moles de HA neutralizados permite calcular su masa molar:

$$\frac{0{,}32126\ \text{g}\ H_4C_3O_4}{26{,}21\ \text{mL NaOH (aq)}}\ \frac{10^3\ \text{mg}\ H_4C_3O_4}{1\ \text{g}\ H_4C_3O_4}\ \frac{1\ \text{mmol}\ H_4C_3O_4}{104\ \text{mg}\ H_4C_3O_4}\ \frac{2\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mmol}\ H_4C_3O_4} = 0{,}2375\ \text{M}$$

Ninguna respuesta es correcta.

4.149. Dada la ecuación:

$$2\ KClO_3\ (s) \longrightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

Una muestra de 3,00 g de $KClO_3$ se descompone y el oxígeno se recoge a 24,0°C y 0,982 atm. ¿Qué volumen de oxígeno se obtiene suponiendo un rendimiento del 100%?
a) 304 mL
b) 608 mL
c) 911 mL
d) 1820 mL
e) 2240 mL
(Datos. R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; masa molar (g·mol^{-1}): $KClO_{33}$ = 122,6)

(O.Q.L. Asturias 2011)

El número de moles de O_2 que se obtiene a partir del sólido es:

$$3{,}00\ \text{g KClO}_3\ \frac{1\ \text{mol KClO}_3}{122{,}6\ \text{g KClO}_3}\ \frac{3\ \text{mol O}_2}{2\ \text{mol KClO}_3} = 0{,}0367\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}0367\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (24+273)\ \text{K}}{0{,}982\ \text{atm}}\ \frac{1000\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = \mathbf{910\ mL\ O_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.150. Si se mezclan 200 mL de una disolución de nitrato de plomo (II) 0,2 M con otros 200 mL de una disolución de sulfato de sodio 0,3 M, se forman como productos sulfato de plomo (II) insoluble y otro producto soluble, nitrato de sodio. La concentración del sulfato de sodio que sobra es:
a) 0,02 M
b) 0,05 M
c) 0,2 M
d) Nada, están en las proporciones estequiométricas adecuadas.

(O.Q.L. Asturias 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Pb(NO_3)_2$ y Na_2SO_4 es:

$$Pb(NO_3)_2\ (aq) + Na_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ NaNO_3\ (aq) + PbSO_4\ (s)$$

El número de moles de cada uno de los reactivos es:

$$200\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 0{,}3\ \text{M}\ \frac{0{,}3\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mL Na}_2\text{SO}_4\ 0{,}3\ \text{M}} = 60\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4$$

$$200\ \text{mL Pb(NO}_3)_2\ 0{,}2\ \text{M}\ \frac{0{,}2\ \text{mmol Pb(NO}_3)_2}{1\ \text{mL Pb(NO}_3)_2\ 0{,}2\ \text{M}} = 40\ \text{mmol Pb(NO}_3)_2$$

La relación molar es:

$$\frac{60\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}{40\ \text{mmol Pb(NO}_3)_2} = 1{,}5$$

Como la relación molar es amyor que 1 quiere decir que sobra Na_2SO_4 y que $\mathbf{Pb(NO_3)_2}$ **es el reactivo limitante** que determina la cantidad de Na_2SO_4 sobrante:

$$40\ \text{mol Pb(NO}_3)_2\ \frac{1\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Pb(NO}_3)_2} = 40\ \text{mmol Na}_2\text{SO}_4$$

$60\ \text{mmol}\ Na_2SO_4$ (inicial) – $40\ Na_2SO_4$ (gastado) = $20\ Na_2SO_4$ (sobrante)

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{20\ \text{mmol}\ Na_2SO_4}{(200+200)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}05\ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.151. Si a una disolución de sulfato de sodio se le adiciona otra de cloruro de bario:
a) Se desprende un gas tóxico de color verde.
b) Se huele intensamente a azufre.
c) Aparece un precipitado blanco.
d) Se desprende mucho calor.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $BaCl_2$ y Na_2SO_4 es:

$$BaCl_2\ (aq) + Na_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ NaCl\ (aq) + BaSO_4\ (s)$$

Se trata de una reacción de precipitación en la que se forma un **precipitado de $BaSO_4$ de color blanco**.

La respuesta correcta es la **c**.

4.152. Al desmontar el calentador de agua que lleva una lavadora se ha encontrado que está recubierto de una capa blanca que se desea limpiar y que está constituida por carbonato de calcio. Se puede decir que:
a) El color de carbonato de calcio es amarillo.
b) La única solución será restregar fuertemente con un estropajo.
c) Se consigue limpiar si se introduce en una disolución de NaOH.
d) Con vinagre y paciencia se consigue eliminar la sustancia.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre vinagre, acido acético (CH_3COOH) y $CaCO_3$ es:

$$2\ CH_3COOH\ (aq) + CaCO_3\ (s) \longrightarrow Ca(CH_3COO)_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Se trata de una reacción de neutralización entre el ácido CH_3COOH y la base $CaCO_3$ que se disuelve y pasa a formar la sal $Ca(CH_3COO)_2$ que queda en disolución acuosa.

La respuesta correcta es la **d**.

4.153. Una muestra de 6,25 g de cinc reacciona con 1,20 g de fósforo dando fosfuro de cinc. Después de la reacción quedan 2,46 g de cinc, ¿qué masa de fosfuro de cinc de ha formado?
a) 2,50 g
b) 5,00 g
c) 3,33 g
d) 7,50 g

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa:

$$m_{P}\ \text{(inicial)} + \left(m_{Zn}\ \text{(inicial)} - m_{Zn}\ \text{(sobrante)}\right) = m_{\text{fosfuro de cinc}}\ \text{(formado)}$$

Sustituyendo:

$$m_{\text{fosfuro de cinc}}\ \text{(formado)} = 1{,}20\ \text{g} + (6{,}25\ \text{g} - 2{,}46\ \text{g}) = \mathbf{5{,}00\ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

4.154. Cuando se mezcla KOH (s) con NH_4Cl (s) se produce un gas. ¿Qué gas es?:
a) Cl_2
b) H_2
c) HCl
d) NH_3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Se trata de una reacción ácido-base y la ecuación química ajustada correspondiente a la misma es:

$$KOH\ (s) + NH_4Cl\ (s) \longrightarrow NH_3\ (g) + KCl\ (s) + H_2O\ (g)$$

El gas que se desprende es el $\mathbf{NH_3}$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.155. De los siguientes metales ¿cuál reaccionará más violentamente con el agua?
a) Ca
b) K
c) Mg
d) Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos son excelentes reductores y reaccionan fácilmente con el agua.

La reacción de los alcalinos es violenta, sobre todo en el caso del **K** que en contacto con el agua estalla lanzando llamas de color violeta en todas las direcciones. La ecuación química ajustada correspondiente a esta reacción es:

$$2\ K\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ KOH\ (aq) + H_2\ (g)$$

La respuesta correcta es la **b**.